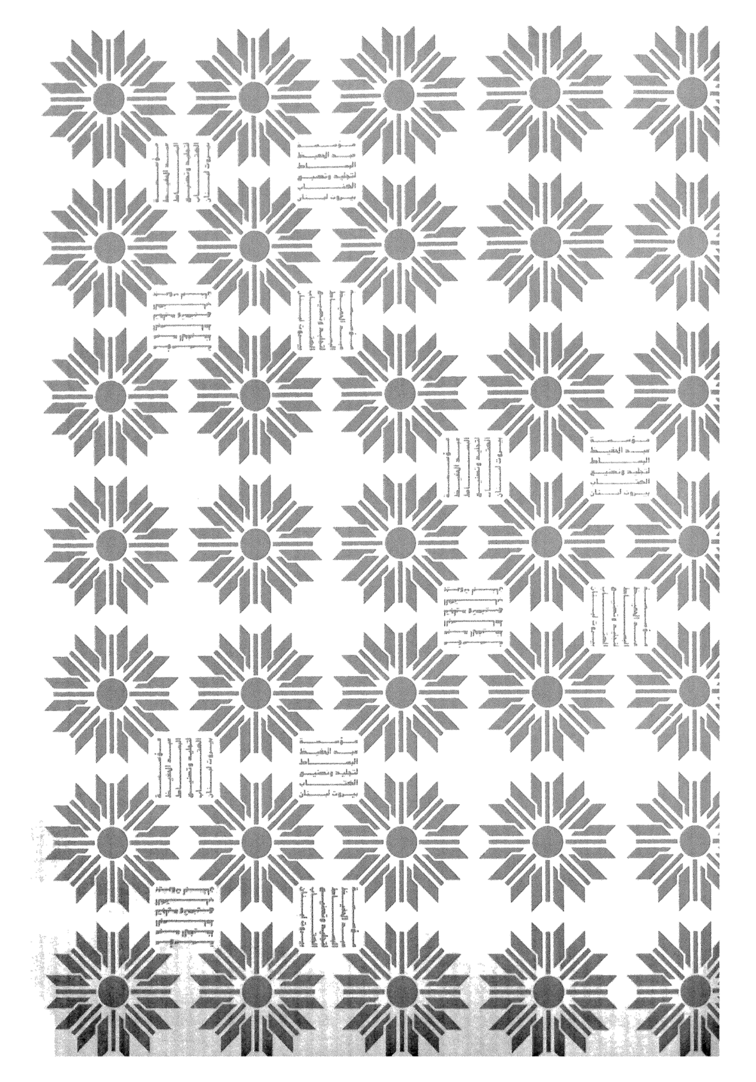
موسُوعة الكيمياء الشاملة

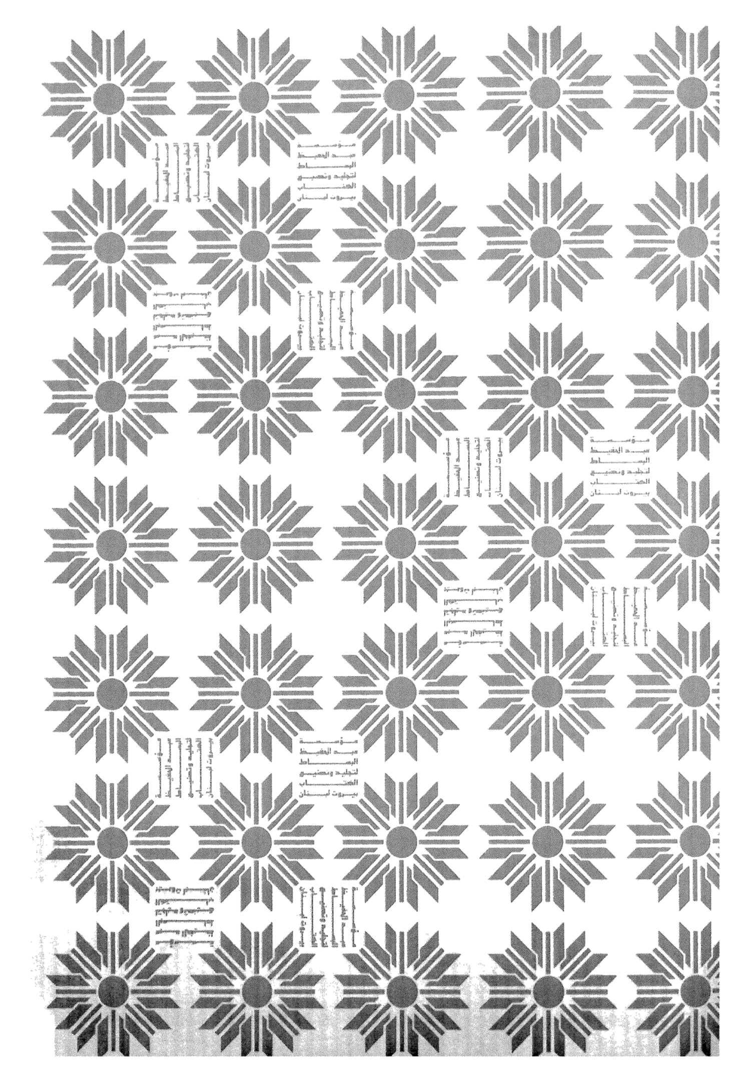
د. حسام خليل



الجزء الأول




مؤسسة
عبد الحفيظ
البساط
لتجليد وتصنيع
الكتاب
بيروت لبنان


مؤسسة
عبد الحفيظ
البساط
لتجليد وتصنيع
الكتاب
بيروت لبنان

موسوعة

الكيمياء الشاملة

الجزء الأول

تأليف

د. حسام خليل

دار أسامة للنشر والتوزيع

الأردن– عمان

الناشر

دار أسامة للنشر و التوزيع

الأردن- عمان

هاتف : ٥٦٥٨٢٥٣- فاكس : ٥٦٥٨٢٥٤ - تلفاكس : ٤٦٤٧٤٤٧

ص. ب : ١٤١٧٨١

حقوق الطبع محفوظة للناشر

٢٠٠٩م

المقدمة

هــذه الموســوعة محاولة جادة وجديدة لبرمجة حقيقة لعلم الكيمياء، هذا العلم الذي كان للعرب والمسلمين فيه فضل السبق وباكورة النجاح، فحققوا فيه ما لــم يحققــه غيرهم في زمانهم ومن آتى بعدهم، فكانوا رواد هذا العلم ووضعوا أصوله وقواعده منذ مئات السنين، وأجرو التجارب وأوجدوا الكثير من النظريات العلمية التي اقتبسها علماء الغرب من بعدهم وأكملوا رحلة الكيمياء هم الآخرون بتفوق ونجاح.

وعلــوم الكيمــياء وفروعها عديدة ومتنوعة، فقد استحدثت فيها فروعاً جديــدة بعد أن كان علماً واحداً، فتجزأت بفضل المتخصصين والباحثين، وصار لكل علم أساتذته وعباقرته، ولكل علم وفرع خصائصه ونظرياته شأنها في ذلك باقــي أصناف العلوم، كالطب والهندسة والفيزياء والرياضيات وما إلى ذلك من العلوم الحديثة.

ونحــن في هذه الموسوعة حاولنا بقدر الإمكان أن نجمع بكل العلوم في كتاب واحد، أسميناه الموسوعة الشاملة في الكيمياء، هدفنا منه تقريب هذه المادة وجمعهــا ضمن كتاب واحد يسهل على القارئ والباحث والطالب على حد سواء الرجوع إليه والاستنارة به.

وقــد جــاء الجزء الأول من هذه الموسوعة للحديث عن المادة وحالاتها وخصائصــها وصــفاتها وأنواعها والذرة، والقوانين الأساسية الكيميائية، والبناء الــذري للمادة والأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات وحالات المادة والحسابات

الكيميائـــية والمعادلات الكيميائية والخلايا الكهروكيميائية والبنية الكهربائية للذرة والتفاعلات الكيميائية.

نسأل الله أن نكون قد وفقنا فيما نصبو إليه،،،،

والله من وراء القصد،،

المؤلف


الفصل
الأول
المادة

المادة:

هي كل شيء يشغل حيزاً في الفضاء وله كتلة، مثل الحديد والخشب والماء والهواء والزيت.... الخ.

مم تتكون المادة ؟

تتكون المادة من دقائق متناهية جداً في الصغر، ولتقريب الصورة إلى الذهن، تحتوي قطرة الماء على ١,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ من دقائق الماء، وإذا أخذنا نفساً عميقاً فإننا نكون قد وضعنا في فمنا ما يقارب ٤٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ من دقائق الهواء.

وإذا كانت دقائق المادة بهذا القدر من الصغر، فإن محاولتنا التقاط أو فصل دقيقة واحدة من دقائق المادة ضرب من المستحيل.

حالات المادة:

للمادة ثلاث حالات: صلبة وسائلة وغازية، ويمكن لمادة كيميائية واحدة كالماء، مثلاً أن تكون في الحالة الغازية على شكل بخار ماء في الهواء، أو أن تكون في الحالة السائلة، كما في الأنهار والبحيرات، أو أن تكون في حالتها الصلبة، كما في الجليد ومع أن جميع هذه الحالات هي للمادة الكيميائية نفسها (H_2O)، إلا أنه من الممكن وجودها في أي حالة من حالات المادة الثلاث، إذ أن لكل حالة منها صفاتها الفيزيائية المميزة.

التجاذب بين الجزيئات والصفات الفيزيائية للمواد:

قديماً فسر الفيلسوف اليوناني ديمقراطس اختلاف حالات المادة بأنه يعــود لاخــتلاف شكل دقائقها، فدقائق المواد الصلبة مثلاً مكعبة (هكذا كان يعــتقد)، لذلــك فهي ثابتة الشكل، بينما تكون دقائق السوائل كروية، لذا فهي سهلة الانسياب.

أمـــا حديـــثاً فإن اختلاف حالات المادة الفيزيائية يفسر اعتماداً على المســـافة الفاصـــلة بين دقائقها، وقوى التجاذب بين هذه الدقائق، فدقائق الغاز متباعدة، وقوى التجاذب بينها ضعيفة جداً، بينما دقائق المواد الصلبة متقاربة جداً، وقوى التجاذب بينها عالية، حيث تعمل بعض القوى على جذب الأجسام إلى بعضها كقوى الجذب المغناطيسي وقوى الجذب الكهربائي.

العوامل المؤثرة في قوى التجاذب بين الجزيئات:

١- أثر المسافات الفاصلة بين الجزيئات في قوى التجاذب بينها: إن للمسافات الفاصلة بين الجزيئات أثر في قوة التجاذب بينها، فالتقارب بين الجزيئات يعتبر شرطاً أساسياً لحدوث التجاذب وتحديد حالة المادة الفيزيائية.

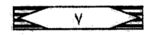
٢- تشـــابه الســـلوك الفيزيائي في الحالة الغازية واختلافه في الحالة السائلة: تتشابه الغازات المختلفة في سلوكها كتأثر الحجم بالضغط رغم الاختلاف في تركيبها الكيميائي.

أمـــا فـــي الحالة السائلة فيوجد بين جزيئات السائل قوى تجاذب مختلفة، وهـــذه القـــوى تعـــتمد علـــى التركيب الكيميائي للجزيئات، ولكن عندما تتباعد الجزيئات عن بعضها كما في الحالة الغازية فإن قوى التجاذب بينها تصبح شبه معدومة فتتشابه في سلوكها الفيزيائي.

خصائص حالات المادة:

الحالة الصلبة:

- تتحرك دقائقها حركة موضعية اهتزازية.
- لها شكل ثابت.
- لها حجم ثابت.
- غير قابلة للانضغاط.
- طاقتها الحركية منخفضة.



الحالة السائلة:

- تتحرك دقائقها حركة انتقالية ودائمة وعشوائية.
- تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.
- لها حجم ثابت.
- صعبة الانضغاط.
- قابلة للجريان.
- طاقتها الحركية عالية.

الحالة الغازية:

- تتحرك دقائقها حركة انتقالية ودائمة وعشوائية وسريعة وفي خطوط مستقيمة وفي كافة الاتجاهات.
- تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.
- حجمها غير ثابت ويعتمد على حجم الوعاء الذي توضع فيه.
- قابلة للانضغاط بسهولة.
- تمتاز بخاصية الانتشار.
- طاقتها الحركية عالية جداً.

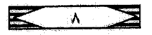
تغير الحالة الفيزيائية:

إذا أخرجنا مكعباً من الثلج من الثلاجة وتركناه لعدة دقائق فإن الثلج يذوب وتسمى هذه العملية انصهاراً.

ولكن هل تعلم بأن تحول الثلج إلى ماء يسمى تغيراً في الحالة الفيزيائية للمادة ؟

إن التغير في الحالة الفيزيائية يحدث أيضاً عند تحول الماء السائل إلى بخار أو العكس.

وعند تغير الحالة الفيزيائية للمادة لا يتغير تركيبها الكيميائي، فالبخار



والماء والثلج حالات فيزيائية ثلاث لمادة واحدة، ولكن التغير يحدث فقط للمسافة بين دقائقها وقوى التجاذب بينها.

فعند تسخين الثلج تهتز الدقائق أكثر وتزيد سرعتها، وتأخذ الدقائق بالانزلاق على بعضها، وتبدأ بالانصهار.

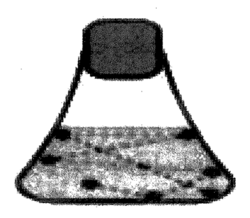
وعند تسخين الماء السائل تزداد سرعة الدقائق وتأخذ بالتصادم فيما بينها مما يوفر لبعض الدقائق الموجودة على سطح السائل طاقة حركية كافية فتهرب من السطح وتتحول إلى بخار.

تفسير بعض خصائص المادة:

١- التكاثف:

تمتلك دقائق البخار طاقة حركية عالية، وعند تعرض البخار لسطح بارد تقل الطاقة الحركية لدقائقه وتتقارب، وتزداد قوى التجاذب بينها وتتحول إلى سائل.

٢- التبخر:



تتحرك دقائق السائل حركة دائمة وعشوائية وفي كافـــة الاتجاهات، وتسمى هذه الحركة بالحركة البراونية (نسبة إلى مكتشفها روبرت براون).

يحـــدث تصادم بين دقائق السائل بفعل الحركة البراونية مما يؤدي إلى فقـــدان بعض الدقائق لطاقتها الحركية واكتساب بعضها الآخر لتلك الطاقة، فإذا صادف أن اكتسبت إحدى الدقائق الموجودة على السطح طاقة كافية، فإنها تنفلت من سطح السائل وتتحول إلى بخار.

٣- الانضغاط:

إن تعـــريض الغاز للضغط، يؤدي إلى تقارب جزيئاته فتزداد معه قوى التجاذب بين الدقائق وتتباطأ، وقد تتحول بمزيد من الضغط إلى سائل.

صفات المادة:

١- الانتشار:

إذا فتح أحدهم غطاء زجاجة عطر في الغرفة التي أنت بها، فإنك سرعان ما تشعر بذلك، فالرائحة تنتشر بسرعة خلال الغرفة، وتعرف من خلال حاسة الشم بالذي حدث.

فالانتشار: هي صفة للمادة بحالاتها الثلاث الغازية والسائلة والصلبة. الانتشار خاصية تمتاز بها الغازات وتحدث عند اختلاط دقائق الغاز ذاتياً بالهواء، الغازات الأخف تنتشر بسرعة أكبر من الغازات الأثقل.

أمثلة:

في الحالة الغازية: انتشار رائحة العطر أي انتقال دقائقه إلى جميع أرجاء المكان.

في الحالة السائلة: إضافة قطرات ملونة (سائل ملون) إلى كمية من الماء نجد تلون الماء بلون القطرات الملونة.

في الحالة الصلبة: انتشار دقائق النحاس في لوح الرصاص وانتشار دقائق الرصاص في لوح النحاس عند تلامس لوح من الرصاص مع لوح من النحاس.

ملاحظات:

أ- تزداد سرعة الانتشار في الحالة السائلة بالرج والتحريك وتعتمد على طبيعة السائل أي على وسط الانتشار.

ب- يكون الانتشار في الحالة الصلبة بطيء جداً في درجات الحرارة الاعتيادية.

٢ - التبلور:

هو عملية انفصال مادة عن محلولها المشبع.

عملية التبلور:

تجربة:

نأخذ كمية قليلة من ماء مغلي في كأس زجاجي ونضيف إليها مادة كبريتات النحاس تدريجياً إلى أن نحصل على محلول يتوقف فيه ذوبان كبريتات النحاس نتيجة لتشبع الماء بالكبريتات.

نرشح المحلول المشبع للتخلص من المذاب الزائد (أي من كبريتات النحاس غير الذائبة) ثم نقوم بتبريد المحلول حيث تنفصل بلورات من كبريتات النحاس الزرقاء.

الفرق بين المواد المتبلورة والمواد غير المتبلورة:

المواد المتبلورة	المواد غير المتبلورة
١- تمتاز بأشكال هندسية منتظمة ذات سطوح وزوايا.	**١- ليس لها نظام بلوري (أي ليس لها شكل ثابت).**
٢- تتميز بدرجات انصهار ثابتة.	**٢- ليس لها درجات انصهار ثابتة.**
٣- مثل ملح كبريتات النحاس وملح الطعام.	**٣- مثل الزجاج والمطاط.**

٣- التسامي:

هو عملية تحول المادة الصلبة إلى بخارها دون المرور بالحالة السائلة - مثل - تسامي اليود، الكافور، النفتالين، تسامي الثلج عند فتح الثلاجة.

عملية التسامي:

تجربة:

نضع كمية قليلة من اليود الصلب في كاس زجاجي ثم نسخن الكأس بهدوء فنلاحظ عدم انصهار اليود بل تحوله مباشرة إلى بخار.

صفات أخرى للمادة:

الكثافة، الانصهار، الانجماد، التبخر، التكاثف، الغليان، قابلية الانضغاط.

خواص المادة:

وتكون على نوعين هما:

١- خواص فيزيائية.

٢- خواص كيميائية.

١- الخواص الفيزيائية:

هي صفات المادة التي يمكن التعرف عليها دون حدوث تغير في تركيب المادة، مثل اللون والحالة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان والكثافة وقابلية الذوبان والتوصيل الحراري والكهربائي......

٢- الخواص الكيميائية:

هي صفات المادة التي يمكن التعرف عليه عند حدوث تغير في تركيب المادة مثل:

١- قابلية احتراق المادة أو مساعدتها على الاحتراق.

٢- قابلية اتحادها مع المواد الأخرى.

٣- قابلية تفككها (تحللها إلى مواد أبسط).

التغيرات الفيزيائية:

هي التغيرات التي تطرأ على المادة دون أن تمس تركيبها الكيميائي ودون أن تؤدي إلى تكوين مادة أو مواد جديدة، مثل: احمرار الحديد بالتسخين، انصهار الثلج، تبخر السائل، تكسر الزجاج، ذوبان السكر في الماء.

التغيرات الكيميائية:

هي التغيرات التي تطرأ على تركيب المادة لتكوين مادة أو مواد جديدة، وتكون دوماً مصحوبة بتفاعل كيميائي يحدث فيه امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية عادة.

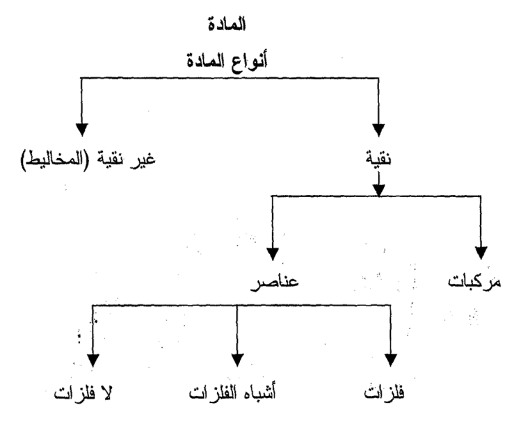
مثال:

تكون الصدأ على الحديد، تفحم السكر، احتراق الوقود أو الورق أو الخشب، تخثر الحليب.

مقارنة بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية:

التغيرات الفيزيائية	التغيرات الكيميائية
١- تغير بالشكل أو الهيئة أو الحالة دون أن تمس التركيب الداخلي للمادة.	١- تغير يمس تركيب المادة.
٢- لا تؤدي إلى تكوين مادة أو مواد جديدة.	٢- تكون مادة أو مواد جديدة.
٣- لا يحدث تفاعل للمادة.	٣- تكون مصحوبة بتفاعل كيميائي.
٤- لا يحدث فيها امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية.	٤- يحدث فيها امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية.
٥- يمكن إرجاع المادة إلى وضعها الأصلي.	٥- لا يمكن إرجاع المادة إلى وضعها الأصلي غالباً.

المادة



المادة النقية:

هي المادة التي تتألف من دقائق لها نفس الخواص الفيزيائية والكيميائية، مثل الحديد، الماء النقي، ثنائي أوكسيد الكربون النقي.

فالمادة النقية لها تركيب ثابت وصفات محددة سواء أكانت صفات طبيعية كاللون والصلابة والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان أم صفات كيميائية مثل تغير المادة وتفاعلاتها وهذه الصفات يمكن من خلالها تمييز المادة عن غيرها من المواد.

المادة غير النقية:

هي المادة التي تكون دقائقها ذات خواص كيميائية وفيزيائية مختلفة، وتنتج من مزج مادتين أو أكثر، مثل الهواء، النفط.

أي أن المادة غير النقية تتكون من عدد من المواد النقية الممزوجة مع

بعضها بشكل منتظم أو غير منتظم وتدعى **المخلوط**، وتحتفظ كل مادة في المخلوط بصفاتها الأصلية.

المخلوط:

هو المادة الناتجة عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة وزنية كانت بحيث تحتفظ كل مادة في الخليط بخواصها الأصلية.

ومعظم المواد المحيطة بنا أو التي نستخدمها هي مخاليط كالهواء والحليب والصخور وغيرها، ويمكن تمييز مكونات بعض هذه المخاليط في حين يصعب تمييز مكونات بعض المخاليط الأخرى فالمخاليط التي يصعب فيها تمييز دقائق المواد الممزوجة عن بعضها تسمى **المخاليط المتجانسة**، ويسمى المخلوط المتجانس **محلولاً**.

أما المخاليط التي يمكن تمييز مكونات المواد الممزوجة فيها من خلال اختلاف اللون وحجم الدقائق وتوزيعها من جزء لآخر من المخلوط، فتسمى **المخاليط غير المتجانسة**.

مثال:

مزج الحديد والكبريت بأي نسبة وزنية، ينتج خليط يتميز بـ:

١- يتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك ويتحرر غاز الهيدروجين، أي أن الحديد احتفظ بهذه الخاصية.

٢- بقاء الكبريت بلونه الأصفر.

المركب:

هو المادة الناتجة عن اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب وزنية ثابتة بحيث يفقد كل عنصر خواصه الأصلية عند تكون المادة الجديدة، مثل الماء (يتكون من هيدروجين وأوكسجين)، كلوريد الصوديوم (يتكون من كلور وصوديوم)، حامض الخليك (يتكون من عناصر الهيدروجين والكربون والأوكسجين).

مثال: اتحاد الحديد بالكبريت بنسبة ٧ إلى ٤:

	الحديد	الكبريت
قبل الاتحاد أو التفاعل	١- لونه رمادي.	١- لونه أصفر.
	٢- ينجذب نحو المغناطيس.	٢- لا ينجذب نحو المغناطيس.
	٣- يحرر غاز الهيدروجين عند تفاعله مع حامض الهيدروليك المخفف.	٣- لا يتفاعل مع الحامض المخفف.
	المادة الناتجة (كبريتيد الحديد)	
بعد التفاعل	١- مادة سوداء اللون (أي لا تشبه في لونها الحديد أو الكبريت).	
	٢- لا تنجذب نحو المغناطيس (أي أن الحديد فقد خاصية الجذب نحو المغناطيس).	
	٣- تتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك وتحرر غاز كبريتيد الهيدروجين.	

يستنتج من ذلك أن المادة الناتجة من تفاعل الحديد مع الكبريت هي (كبريتيد الحديد) تختلف في خواصها عن الحديد والكبريت اللذين فقدا خواصهما عند تكوين الناتج الجديد.

الفرق بين المركب والمخلوط:

المركب	المخلوط
١- ناتج عن اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب وزنية ثابتة.	١- ناتج عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة وزنية كانت.
٢- تفقد مكوناته خواصها الأصلية.	٢- تحتفظ مكوناته بخواصها الأصلية.
٣- يصاحب تكونه تغير حراري أي انبعاث أو امتصاص حرارة.	٣- لا يصاحب تكونه تغير حراري.
٤- لا يمكن فصل مكوناته إلا بطرق كيميائية صعبة ومعقدة.	٤- يمكن فصل مكوناته عن بعضها بطرق فيزيائية.
٥- تغير كيميائي.	٥- تغير فيزيائي.

الذرة ومكوناتها

الذرة:

تـــتكون العناصـــر مـــن وحدات صغيرة الحجم تسمى الذرات، ولم يســتطع العلماء الذين يدرسون الذرات ويجرون الأبحاث أن يحصلوا على ذرة واحـــدة مستقلة، ولكن تجمع الذرات مع بعضها بأعداد هائلة جداً شيء معـــروف، فقطـــع المعـــادن الصلبة وكميات العناصر السائلة والغازية هي تجمعات هائلة من الذرات، ومن هذا يتضح لنا أن حجم الذرة اللامتناهي في الصغر يجعل إمكانية تخيلها أمراً في غاية الصعوبة ، ومع ذلك فقد تمكن العلمـــاء من اعتماد صورة مبسطة ومعبرة للذرة وذلك حسبما تجمع عندهم من معلومات ومعطيات.

أقسام الذرة ومكوناتها :

تتكون الذرة (كما يظهر في الشكل) من قسمين أساسيين :

١- النواة:

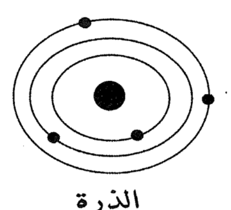
وهي صغيرة الحجم موجبة الشحنة وثقيلة الوزن بالنسبة لباقي مكونات الذرة.

٢- المحيط الخارجي:

وهو عبارة عن مجموعة مستويات تتحرك فيها الإلكترونات حول النواة بسرعة هائلة، والمحيط الخارجي كبير الحجم مقارنة بالنواة وسالب الشحنة وخفيف الوزن، أي أن صفاته تعاكس صفات النواة.

● النواة (بروتونات ونيوترونات)

● الالكترون



الذرة

وتحوي النواة نوعين من الدقائق هي :

١- **البروتونات:** وتعني الأصل أو الأساس ، وهذا هو المكون الأولي للذرة والمسؤول عن خواصها . والبروتونات دقائق تحمل شحنة موجبة (+) وثقيلة الوزن.

٢- **النيوترونات:** هذه الدقيقة متعادلة ولا تحمل شحنة وهذا هو معنى كلمة نيوترون. والنيوترونات هي اثقل دقائق الذرة وزناً ، فوزن النيوترون اكبر بمقدار ضئيل من وزن البروتون .

أما مستويات المحيط الخارجي فتتحرك فيها دقائق من نوع ثالث هي الإلكترونات، والإلكترون دقيقة تحمل شحنة سالبة (–) معادلة بالضبط لشحنة البروتون الموجبة، أما وزنه فهو خفيف جدا ويعادل ١٨٣٦/١ من وزن البروتون.

العنصر:

هو المادة التي تتألف من ذرات متشابهة، مثل الحديد والنحاس والكبريت والكربون والزئبق والبروم والأوكسجين.

وقد يكون العنصر صلباً كالحديد والنحاس، أو سائلاً كالزئبق والبروم أو غازاً كالهيدروجين والنتروجين والأوكسجين. وتشتمل العناصر على الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.

الفلزات	اللافلزات
١- لها القابلية على الطرق والسحب (عدا الزئبق).	١- تتفتت عند الطرق.
٢- تعطي بريق معدني عند صقل سطوحها.	٢- لاتعطي بريقاً ولمعاناً عند صقل سطوحها.
٣- جيدة التوصيل للحرارة والكهربائية.	٣- رديئة التوصيل للحرارة والكهربائية.
٤- كثافتها ودرجات غليانها وانصهارها عالية نسبياً.	٤- كثافتها ودرجات غليانها وانصهارها واطئة.
٥- تحدث تغيراً كيميائياً عند وضعها في حامض مخفف.	٥- لا تحدث تغيراً كيميائياً عند وضعها في حامض مخفف.
٦- صلبة عدا الزئبق فهو سائل.	٦- معظمها غازية مثل (هيدروجين أوكسجين نتروجين)، والقليل منها سائل والصلب منها غير قابل للسحب والطرق.
٧- أكاسيدها صلبة قاعدية التأثير.	٧- أكاسيدها حمضية التأثير، ومعظمها غازية.
٨- أيوناتها في المحاليل موجبة الشحنة	٨- أيوناتها في المحاليل سالبة الشحنة

أشباه الفلزات:

هي العناصر التي تمتلك بعض الصفات الفلزية وبعض الصفات اللافلزية مثل الزرنيخ والسليكون (SI).

المعادلة الكيميائية:

وهي جملة لفظية أو رمزية لوصف التفاعل الكيميائي، وتتكون من طرفين: الطرف الأول يبين المواد الداخلة في التفاعل وتسمى المواد المتفاعلة، والطرف الثاني يبين المواد الناتجة ويتصل الطرفان بسهم متجه إلى المواد

الناتجة من التفاعل.

مواد متفاعلة ←—— مواد ناتجة

وتستخدم في المعادلة اللفظية أسماء العناصر والمركبات الداخلة في التفاعل والناتجة منه كما في تفاعل الحديد والكبريت فتكون المعادلة اللفظية بالشكل التالي:

حديد + كبريت —حرارة→ كبريتيد الحديد

وعندما يدخل في التفاعل أكثر من مادة أو يكون ناتج التفاعل أكثر من مادة فتوضع إشارة (+) بين هذه المواد، وتوضع ظروف التفاعل فوق السهم (حرارة، ضغط،.....).

الرمز والصيغة الكيميائية:

لقد أعطى العلماء كل عنصر من العناصر رمزاً وذلك لتسهيل دراسة التفاعلات الكيميائية والتعبير عنها، فيرمز لبعض العناصر بحرف واحد كبير أو حرفين يكتب الأول كبيراً والثاني صغيراً، وتشتق هذه الحروف من الاسم الاعتيادي أو اللاتيني للعنصر:

اسم العنصر	الرمز الكيميائي	اسم العنصر	الرمز الكيميائي	اسم العنصر	الرمز الكيميائي
هيدروجين	H	ألومنيوم	Al	نحاس	Cu
هيليوم	He	سيليكون	Si	خارصين	Zn
كربون	C	فسفور	P	بروم	Br
نتروجين	N	كبريت	S	رصاص	Pb
أوكسجين	O	كلور	Cl	يود	I
فلور	F	بوتاسيوم	K	فضة	Ag
صوديوم	Na	كالسيوم	Ca	زئبق	Hg
مغنيسيوم	Mg	حديد	Fe	ذهب	Au
الكوبالت	Co	الكاديوم	Cd	الكروم	Cr

وتوجد بعض العناصر على شكل ذرات منفصلة منها الهليوم، وتكون بعض العناصر هي الجزيئات فعنصر الأوكسجين، مثلاً يوجد في الظروف العادية بشكل جزيئات ثنائية الذرة، أي أن الجزيء يتكون من ذرتين مرتبطتين كيميائياً.

ومثلما عبر عن الذرات بالرموز كذلك يعبر عن الجزيئات بالرموز فجزيء الأوكسجين يمثل بالرمز O_2 وهذه رموز بعض العناصر التي توجد على شكل جزيئات:

هيدوجين H_2	كلور CL_2
أوكسجين O_2	بروم Br_2
نتروجين N_2	فلور F_2

ويشير الرمز إلى العنصر نفسه وإلى ذرة واحدة من ذلك العنصر، فيدل الرمز O على ذرة هيدروجين واحدة، والرمز $2O$ على ذرتين منفصلتين، ويمثل الرمز O_2 جزيئاً واحداً من الأوكسجين، وتمثل ثلاث جزيئات منه بالرمز $3O_2$.

وتمثل المركبات التي تتكون من اتحاد نوعين أو أكثر من الذرات كالماء مثلاً بالصيغة H_2O التي ترمز إلى أن جزيء الماء مكون من اتحاد ذرتي هيدروجين وذرة أوكسجين واحدة، وتبين صيغة ثاني أوكسيد الكربون CO_2 بأن جزيئه يتكون من اتحاد ذرتي أوكسجين وذرة كربون واحدة، أي أن الصيغة الكيميائية لمركب ما تدل على العناصر الداخلة في تكوينه وعدد ذراتها في الجزيء.

المعادلة الكيميائية الرمزية:

يوصف التفاعل الكيميائي بمعادلة تستخدم فيها الرموز والصيغ التي تمثل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من ذلك التفاعل.

فمثلاً المعادلة اللفظية: حديد + كبريت ⟵ كبريتيد الحديد

تكتب بالرمز الكيميائي لتلك المواد كالتالي:

$$FeS \xrightarrow{\text{حرارة}} Fe + S$$

العناصر النبيلة:

هي العناصر التي يكون المدار الخارجي (الأخير) لذراتها ممتلئ (مشبع) بالإلكترونات ويمتاز بدرجة عالية من الاستقرار وقلة الفعالية في الظروف الاعتيادية (مثل الهيليوم، النيون، الآركون).

إن الذرات غير المشبعة (أي لا يحتوي مدارها الخارجي على العدد الكامل من الإلكترونات) تكون فعالة كيميائياً وغير مستقرة، لذلك فهي تميل إلى فقدان أو اكتساب أو المشاركة بعدد من إلكترونات مداراتها الخارجية مع ذرات عناصر أخرى للوصول إلى حالة الاستقرار وبلوغ نظام إلكتروني يشابه بناء المدارات الإلكترونية للعناصر التي يحتوي مدارها الخارجي على (٢) إلكترون في حالة امتلاكها لمدار واحد، و(٨) إلكترون في حالة امتلاكها لمدارين أو ثلاثة مدارات.

الأيون:

هو ذرة فاقدة أو مكتسبة لإلكترون واحد أو أكثر، فعندما تفقد الذرة إلكترونات فإنها تتحول إلى الأيون الموجب، حيث تحمل الذرة شحنة كهربائية موجبة مساوية لعدد الإلكترونات المفقودة.

أمثلة:

$$Na^{+1} \xrightarrow{-1e} Na$$

$$Ca^{+2} \xrightarrow{-2e} Ca \quad \text{(فلزات)}$$

$$Al^{+} \xrightarrow{-3e} Al^{3}$$

وعندما تكتسب الذرة إلكترونات تتحول إلى الأيون السالب، حيث تحمل الذرة شحنة كهربائية سالبة مساوية لعدد الإلكترونات المكتسبة.

أمثلة:

(لا فلزات)

$$F^{-1} \xrightarrow{+1} F$$

$$O^{-2} \xrightarrow{+2e} O$$

$$N \xrightarrow{-3e} N^{-3}$$

التأين:

هو عملية فقدان الذرة أو اكتسابها لإلكترون واحد أو أكثر حيث تتحول الذرة في حالة الفقدان إلى أيون موجب وتتحول في حالة الاكتساب إلى أيون سالب.

ملاحظات:

عندما تتأين الذرة (تتحول إلى أيون) تتغير خواصها الأصلية.

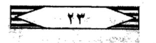
الفرق بين الذرة والأيون:

الأيون	الذرة
١- غلافها الخارجي ممتلئ بالإلكترونات (أي مشبع).	١- غلافها الخارجي غير ممتلئ بالإلكترونات (أي غير مشبعة).
٢- أكثر استقراراً.	٢- أقل استقراراً.
٣- قليل الفعالية.	٣- فعالة كيميائياً.

١- تميل ذرات الفلزات إلى فقدان الإلكترونات والتحول إلى الأيون الموجب.

٢- تميل اللافلزات إلى اكتساب الإلكترونات والتحول إلى الأيون السالب.

وتتغير تسمية بعض العناصر (اللافلزية) عند تحول ذراتها إلى أيونات (حيث يضاف للاسم مقطع يد) مثل:



ذرة كلور ⟵ أيون الكلوريد
ذرة بروم ⟵ أيون بروميد
ذرة يود ⟵ أيون يوديد
ذرة فلور ⟵ أيون فلوريد

ذرة أوكسجين ⟵ أيون أوكسيد
ذرة كبريت ⟵ أيون كبريتيد
ذرة نتروجين ⟵ أيون نتريد



الفصل الثاني

القوانين الأساسية الكيميائية

قوانين الأساسية الكيميائية

تمهيد:

وجدت القوانين الأساسية الكيميائية في نهاية القرن الثامن عشر وفي بداية القرن التاسع عشر على يد كيميائيين تمكنوا من إجراء قياسات دقيقة كالحجوم وكتل الأجسام الداخلة في التفاعلات الكيميائية، وقد أصبح بواسطة هذه القوانين التفريق بديهياً بين الخليط والاتحاد، وتحتفظ المواد المكونة للخليط بخواص فيزيائية وكيميائية ثابتة، بينما يؤدي اتحاد مادتين إلى اختفاء خواصهما وتكوين مواد جديدة ذات خواص تختلف عن خواص المواد الابتدائية.

ويمكن أن تتغير كمية المواد الداخلة في الخليط بصورة مستمرة، بينما بينت دراسة الاتحاد انقطاع للمادة (فكرة الفلسفة اليونانية القديمة).

تجارب ومشاهدات:

أ أجرى العالم بويل تجارب على الغازات فلاحظ أن حجم الغاز المحصور يقل بزيادة الضغط الواقع عليه ويزداد بنقصان الضغط الواقع عليه. فاستنتج أن الغازات تتكون من دقائق صغيرة بينها فراغات، وهذه الفراغات تقل وتقترب الدقائق من بعضها بزيادة الضغط الواقع عليها.

ب- أجرى العالم لافوازييه تجارب فلاحظ أن النقصان في كتل المواد عند تسخينها مساوٍ لكتل الغازات المنطلقة منها، فكتلة مركب الزئبق الأحمر مثلاً (أوكسيد الزئبق (II)) تنقص بالتسخين بمقدار يساوي كتلة الغاز المنطلق منه. فاستنتج بذلك بأن "المادة لا تفنى ولا تخلق من العدم "، وسمي هذا القانون بقانون حفظ المادة.

بعض قوانين الاتحاد الكيميائي:

من خلال التجارب التي قام بها العلماء والمبنية على القياسات توصل العلماء إلى أن هنالك علاقة بين كتل المواد الناتجة من التفاعل الكيميائي والمواد الداخلة في هذا التفاعل فمثلاً يتكون الماء من ذرتين من الهيدروجين وذرة أوكسجين واحدة أي أنه يتكون بنسبة واحدة مهما اختلفت مصادره وطرق تحضيره، وقادتهم هذه النتيجة إلى وضع قوانين سميت بقوانين الاتحاد الكيميائي وأبرز نصوص هذه القوانين هي:

أولاً- قوانين النسب الوزنية:

أ- قانون لافوازييه أو مبدأ حفظ الكتلة:

بينت تجارب لافوازييه ومن أتى بعده من الكيميائيين بدقة كبيرة عدم تغير كتل المواد المتفاعلة، ولذلك أطلقوا على القانون اسم قانون حفظ المادة وينص القانون على:

" لا يخلق شيء ولا يفنى شيء في كافة العمليات أو كتلة جسم مركب أو مجموع كتل الأجسام الداخلة فيه"، أو في أي تفاعل كيميائي فإن الكتلة لا تفنى ولا تخلق.

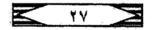
أي أن: كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة.

وقد توصل لافوازييه إلى هذا القانون نتيجة أبحاثه في أكسدة الزئبق، حيث لاحظ لافوازييه بأن كتلة أوكسيد الزئبق المتشكل تساوي مجموع الزئبق والأوكسجين المختفية.

$$2Hg + O_2 \longrightarrow 2\,HgO$$

$$2(200.61) + 2(16) \longrightarrow 2\,(200.61 + 16)$$

$$401.22 + 32 \longrightarrow 433.22$$



مثال:

عند أكسدة كمية موزونة من القصدير في وعاء مغلق وجد أن وزن الوعاء يبقى ثابتاً عند تكوين أوكسيد القصدير الناتج من تفاعل الأوكسجين مع القصدير.

ولا يزال هذا القانون صحيحاً في كل التفاعلات الكيميائية غير النووية، ولا يمكن تطبيق قانون لافوازييه على التفاعلات العنيفة (أكثر من ٢٠٠٠ سعرة حرارية) لأن علاقة اينشتاين تبين وضوح خسارة الكتلة.

ب- قانون النسب المعينة (قانون النسب الثابتة) أو قانون بروست:

يتركب كل عنصر كيميائي مهما اختلفت طرق تحضيره من نفس عناصره متحدة مع بعضها بنسب وزنية ثابتة.

فعندما يتحد ٤٦ غم من الصوديوم مع ١٦ غم من الأوكسجين يتكون ٦٢ غم من أوكسيد الصوديوم، ولكن إذا احتوت المواد الداخلة في التفاعل على زيادة من الصوديوم أو الأوكسجين فإن هذه الزيادة سوف تبقى دون تفاعل لأن التفاعل يجري في نسبة ثابتة ٤٦/١٦ ومنه جاء نص قانون بروست: "نسبة كل العناصر الداخلة في اتحاد ما، هي ثابتة".

عندما يتشكل الماء يتحد الهيدروجين مع الأوكسجين بنسبة (١) إلى (٨) ويتحد الهيدروجين مع ٤,٦٧ غم من الآزوت في الأمونياك ومع ٣٥,٥ غم من الكلور في مركب كلوريد الهيدروجين، ويطلق على مقدار ما يتحد من أي عنصر مع ١ غم من الهيدروجين بالمكافئ الغرامي، ألا أن هناك عناصر لا تتحد مع الهيدروجين، لذلك يمكن حساب المكافئ الغرامي من الكمية التي تتحد مع ٨ غرامات من الأوكسجين.

فالمكافئ الغرامي أو الكيميائي هو كمية من العناصر مقدرة بالغرام التي يمكنها الاتحاد مع غرام واحد من الهيدروجين أو ثماني غرامات من الأوكسجين.

مثال:

عند تحضير ٣ نماذج من أوكسيد النحاس وبطرق مختلفة واختزالها بالهيدروجين.

وجد أن:

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

٥,٢٤ غم من أوكسيد النحاس أعطت ٤,١٨ غم نحاس (نموذج ١)
٧,٩ غم من أوكسيد النحاس أعطت ٦,٣ غم نحاس (نموذج ٢)
٦,٣٢ غم من أوكسيد النحاس أعطت ٥,٠٤ غم نحاس (نموذج ٣)

للنموذج الأول وزن الأوكسجين ٥,٢٤ ٤,١٨ = ١,٠٦ غم

$$\therefore \frac{\text{وزن النحاس}}{\text{وزن الأوكسجين}} = \frac{٤,١٨}{١,٠٦} = \frac{٣,٩}{١}$$

للنموذج الثاني وزن الأوكسجين ٧,٩ ٦,٣ = ١,٦ غم

$$\therefore \frac{٦,٣}{١,٦} = \frac{٣,٩}{١}$$

للنموذج الثالث وزن الأوكسجين ٦,٣٢ ٥,٠٤ = ١,٢٨ غم

$$\therefore \frac{٥,٠٤}{١,٢٨} = \frac{٣,٩}{١}$$

أي أن نسب تفاعل العناصر هي نفسها عند تكوين مركب كيميائي مهما اختلفت طريقة التحضير.

ج- قانون دالتون أو قانون النسب المتضاعفة:

"عندما يتحد عنصران ويكونا أكثر من مركب واحد، فإن النسبة بين الكتل المختلفة من أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر

تكون نسبة عددية صحيحة بسيطة ".

مثال:

عند اختزال ١١,٢ غم من أحادي أوكسيد الكربون CO تخلف ٤,٨ غم كربون عند اختزال ١٧,٦ غم من ثنائي أوكسيد الكربون CO2 تخلف ٤,٨ غم كربون كتلة الأوكسجين في الحالة الأولى ١١,٢ - ٤,٨ = ٦,٤ غم كتلة الأوكسجين في الحالة الثانية ١٧,٦ - ٤,٨ = ١٢,٨ غم.

نسبة كتلة الأوكسجين / نسبة كتلة الكربون = ٦,٤ / ٤,٨ = ٤ / ٣ (للحالة الأولى) ⟵

١٢,٨ / ٤,٨ = ٨ / ٣ (للحالة الثانية)

حيث أن النسبة الثانية ٨ / ٣ هي ضعف النسبة الأولى ٤ / ٣

أي أن نسبة كتلتي الأوكسجين المتحدتان مع كتلة ثابتة من الكربون هي نسبة عددية بسيطة وهي ٨ / ٣ أو ٢ / ١

د- قانون النسب المتبادلة:

إذا اتحد عنصران مثل A , B مع عنصر ثالث مثل C فإن النسبة بين وزني A , B المتحدين مع وزن معين من C هي نفس النسبة الوزنية التي يتحد بها العنصران A , B أو أحد مضاعفاتها.

مثال:

يكوّن الهيدروجين والأوكسجين والكربون ثلاث مركبات حيث:

١- يتحد ١٢ غم مع ٤ غم هيدروجين لتكوين ميثان CH_4.

٢- يتحد ١٢ غم من الكربون مع ٣٢ غم أوكسجين لتكوين ثنائي أوكسيد الكربون CH_2.

٣- يتحد ٢ غم هيدروجين مع ١٦ غم أوكسجين لتكوين ماء H_2O.

وعند تثبيت وزن الكربون الذي يتحد مع أوزان مختلفة من الهيدروجين والأوكسجين فإن النسب الوزنية بين الهيدروجين والأوكسجين:

= ٤/٣٢ = ١/٨

وهذه النسبة مساوية لنسبة الهيدروجين والأوكسجين فيما لو اتحدا مباشرة = ٢/١٦ = ١/٨ لتكوين الماء.

ثانياً- قوانين النسب الحجمية للغازات:

أ- قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة:

عندما تمتزج الغازات مع بعضها قد يحدث تفاعل كيميائي، وعند ذلك فإن الحجم الكلي للمزيج الغازي - وبالتالي الضغط الناتج عنه- سوف يتغير، فمثلاً عند إمرار شرارة كهربائية في مزيج غازي من الهيدروجين والأوكسجين يؤدي إلى إنتاج بخار الماء:

$$(H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O + \text{طاقة})$$

كذلك فإن تعريض مزيج من غازي الهيدروجين والكلور إلى الأشعة فوق البنفسجية يسبب حدوث تفاعل كيميائي بين الغازين وينتج عن ذلك غاز كلوريد الهيدروجين:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + \text{طاقة}$$

وقد لوحظ أنه في مثل هذه التفاعلات بين الغازات عند درجة حرارة وضغط ثابتين يكون حجم الغازات المتفاعلة عبارة عن مضاعفات بسيطة بالنسبة لبعضها، مثلاً يتحد لتر واحد من الأوكسجين مع لترين من لترين من الهيدروجين (بنسبة ٢:١) لإنتاج بخار الماء، وفي تفاعل الهيدروجين مع الكلور يتحد لتر واحد من كل غاز لإنتاج ٢ لتر من كلوريد الهيدروجين وعلى هذا فإن

العناصر الغازية لا تتحد حسب نسب وزنية معينة فقط بل وحسب نسب حجمية معينة أيضاً مقاسة في الشروط النظامية.

وقد عبر غي لوساك عن هذه الظاهرة بالقانون المعروف باسمه والذي ينص على ما يلي:

" تتناسب حجوم الغازات الداخلة في التفاعل الكيميائي أو الناتجة منه مع بعضها البعض تناسباً عددياً بسيطاً إذا ما قيست تحت نفس الظروف من ضغط ودرجة حرارة ".

أما إذا كان حجم الغاز ثابتاً ($V =$ ثا) فإن ضغط الغاز في درجة حرارة معينة، أو إذا كان ضغط الغاز ثابتاً ($P =$ ثا) فإن حجم الغاز في درجة حرارة معينة يحقق العلاقتين التاليتين:

في حالة الحجم الثابت $-P_t = P_o \ (1 + _t)$

في حالة الضغط الثابت $V_t = V_o \ (\alpha 1 \ + t \ )$

(P_t , V_t) حجم وضغط الغاز (t)، (V_t , P_o) حجم وضغط الغاز في الشروط النظامية.

أمثلة:

تفاعل حجم واحد من النتروجين مع ثلاثة حجوم من الهيدروجين لينتج حجمين من الأمونيا.

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

١ حجم   ٣ حجم   ٢ حجم

تفاعل حجم من كل من الهيدروجين والكلور وتكوين حجمين من كلوريد الهيدروجين.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

١ حجم   ١ حجم   ٢ حجم



تفسير قانون غي لوساك في ضوء النظرية الذرية لدالتون:

افترض دالتون أن: "حجوم الغازات المتساوية إذا قيست في الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة فإنها تحتوي على أعداد متساوية من الذرات البسيطة في حالة العناصر والذرات المركبة في حالة المركبات ".

وحسب هذا التفسير لقانون غي لوساك فإننا نصل إلى نتيجة مناقضة لنظرية دالتون الذرية، وهي تجزئة الذرات (حيث أن الذرات غير قابلة للانقسام).

فمثلاً: للحصول على جزيئة واحدة من كلوريد الهيدروجين يتطلب ذلك تفاعل نصف ذرة من الهيدروجين مع نصف ذرة من الكلور.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

١حجم ١حجم وفق قانون غي لوساك ٢حجم

٢ ذرة مركبة ١ ذرة ١ ذرة

(١) ذرة مركبة $\frac{1}{2}$ ذرة $\frac{1}{2}$ ذرة

} وفق افتراض دالتون

أي أن نظرية دالتون عجزت عن تفسير قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة.

ب- قانون شارل:

عند رفع درجة حرارة أي مادة كانت صلبة أم سائلة أم غازية نلاحظ ازدياد في حجمها وخاصة بالنسبة للغازات حيث تمتاز بقابلية عالية لتمددها أو ضغطها، ويمكن قياس تمدد حجم غاز معين عند وضعه في أسطوانة ينزلق في أعلى الأسطوانة مكبس يدل على الضغط القياسي لذلك الغاز، وعند رفع درجة حرارة الغاز نلاحظ ارتفاع المكبس مما يدل على زيادة في حجم الغاز.

ج ـ قانون دالتون:

الضغط الكلي لمزيج من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للمزيج وكأن المزيج غاز واحد، وهذا يعني أنه إذا وضع أكثر من غاز واحد في إناء معين فإن المزيج الغازي يتوزع في الإناء حتى يصبح وكأنه غاز واحد.

د- قانون أفوكادرو:

لفتت تجارب غي لوساك أنظار الكيميائيين وجذبت انتباههم، فبساطة العلاقة الكائنة مابين حجوم الغازات المتفاعلة بينت بان ذلك ليس مظهراً لخاصة أساسية من خواص الغازات، وبعد ذلك اعتقد برزيليوس أحد كبار الكيميائيين بأن الحجوم المتساوية من الغازات تحوي إذا ما أخذت في شروط واحدة العدد نفسه من الذرات، وبذلك أصبح ممكناً تعيين الأوزان الذرية بمقارنة وزن غاز ما مع وزن حجم مماثل له من الهيدروجين.

ولكن هذه النظرية باءت بالفشل لأنه إذا كان عدد الذرات متساوياً في حجوم متساوية، فإن حجم واحد من غاز الكلور وحجم واحد من غاز الهيدروجين لا يمكن أن يعطي أكثر من حجم واحد من غاز كلوريد الهيدروجين لأن المركب (كلوريد الهيدروجين) يحوي على ذرة كلور وذرة هيدروجين، ولكن في تجربة غي لوساك أنه قد تشكل حجمين من كلوريد الهيدروجين.

لقد كان العالم الإيطالي أفوكادرو أول من أوجد تفسيراً لهذا التناقض وذلك عندما أدخل مفهوم الجزيء في الحقيقة التالية:

"جزيئات العناصر الغازية قد تتكون من أكثر من ذرة واحدة، أو بصورة عامة فإن جزيئة العنصر الغازي قد تتكون من ذرتين أي جزيئة ثنائية الذرة ".

وقد استطاع أفوكادرو أن يوفق بين نظرية دالتون الذرية وقانون غي لوساك للحجوم الغازية المتحدة حيث افترض "**أن الحجوم المتساوية من الغازات**

المختلفة المقاسة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على أعداد متساوية من الجزيئات ".

فمثلاً للحصول على جزيئة واحدة من كلوريد الهيدروجين يتطلب تفاعل $\frac{١}{٢}$ جزيــئة كلور مع نصف جزيئة هيدروجين، حيث أن $\frac{١}{٢}$ جزيئة هو ذرة واحدة على الأقل وهذا لا يناقض نظرية دالتون.

أي أن:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

٢حجم ١حجم ١ حجم وفق قانون غي لوساك

٢ جزيئة ١ جزيئة ١ جزيئة

(١) جزيئة $\frac{١}{٢}$ جزيئة $\frac{١}{٢}$ جزيئة وفق قانون أفوكادرو

(ذرة) (ذرة)

وقد مهدت نظرية أفوكادرو الطريق لتعيين الوزن الذري للعناصر.

كان لدراسة المواد الصلبة اكبر الأهمية في تقدير عدد أفوكادرو بدقة، فمن قياس الكثافة (أي الكتلة لوحدة الحجم) للجسم الصلب، يمكن حساب الحجم الذي تشغله ذرة غرامية واحدة من أي عنصر.

وباستعمال أشعة X يمكن تقدير حجم الفراغات بين الذرات، وهذا يمكّن من حساب عدد الذرات الموجودة في الحجم الذي يشغله ١غم ذرة بعد طرح المسافات المبينة غير المشغولة والمقدرة بأشعة X .

وقد أكد كانيزارو عام ١٨٥٨ بأنه يمكن استعمال مبدأ – أفوكادرو لحساب الوزن الجزيئي لغاز ما، فعندما تحوي نفس الحجوم من الغازات عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين نفس العدد من الجزيئات، فأن أوزان الحجوم المتساوية تعطي مباشرة الأوزان النسبية لأنواع الجزيئات التي تحويها تلك الغازات.

هـ- قانون غراهام في الانتشار:

إن الجسم الغازي يأخذ دوماً شكل الانتشار الموجود فيه، لأن جزيئات الغاز قابلة للحركة، أي قابلة للانتشار.

وبما أن وزن الغاز أو كثافته تابعة لوزن جزيء منه، فأن الغازات الخفيفة تنتشر بسرعة أكثر من الغازات الثقيلة.

وقد وضع غراهام تفسيراً لهذه الظاهرة بالقانون الذي سمي بقانون غراهام والذي ينص على أن: "معدل انتشار أي غاز يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته أو وزنه الجزيئى".

معدل الانتشار ∴ $\frac{\text{ثابت}}{\text{الوزن الجزيئي للغاز}}$

وحسب الافتراض الرابع للنظرية الحركية، أن متوسط الطاقة الحركية للجزيئات الغازية (وهذا ثابت لكل درجة حرارة) يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة، أي أن سرعة انتشار الغازات الخفيفة أكبر من سرعة انتشار الغازات الثقيلة.

وقد استفيد من هذه الخاصية في فصل نظيري عنصر اليورانيوم U^{235} و U^{238} عن بعضهما، وذلك بتحويل اليورانيوم الطبيعي إلى الغاز المناظر فلوريد اليورانيوم UF_6 ثم يمرر المزيج الغازي خلال جسم صلب مسامي فينفذ الغاز $U^{235}F$ ٢ أولاً بسبب كونه أخف وزناً من الغاز الحاوي على النظير الآخر.

وبإعادة العملية مرات عديدة يمكن الحصول على النظير المطلوب بصورة نقية.

و- النظرية الحركية:

ويطلق على هذه النظرية أحياناً نظرية الجزيء المتحرك، والمقصود

بذلك أساساً أن جزيئات المادة في حركة مستمرة، وأن الحرارة هي التعبير الملموس عن تلك الحركة.

وقد اقترحت النظرية الحركية كأي نظرية - لتفسير بعض الحقائق الملاحظة حول سلوك الغازات، ولكي يكون النموذج المقترح في النظرية عملياً لا بد من وضع بعض الافتراضات التوضيحية المبسطة.

فالنظرية الحركية تعتمد على الافتراضات التالية، وتنطبق هذه الافتراضات كلها على الغاز المثالي:

١- تتألف الغازات من جزيئات دقيقة متباعدة عن بعضها بحيث أن الحجم الحقيقي لجزيئات الغاز نفسها يمكن إهماله بالنسبة للفراغ الموجود بينها.

٢- جزيئات الغاز المثالي مستقلة تمام الاستقلال عن بعضها بحيث أنه لا يوجد قوى تجاذب بينها.

٣- جزيئات الغاز في حركة عشوائية سريعة مستمرة، وأثناء تلك الحركة تصطدم ببعضها وبجدران الإناء الموضوعة فيه، وفي كل تصادم يفترض أنه لا تحدث خسارة في الطاقة الحركية، بل يحدث انتقال في الطاقة بين الجزيئات. إن النموذج المقبول لأي غاز حسب تلك النظرية هو أن الغاز مؤلف من آلاف المليارات من الجزيئات الدقيقة التي تتحرك في الفراغ الكبير حركة عشوائية أو دورانية حول مركز ثقل الجزيء أو حركة اهتزازية مختلفة.

٤- في أي لحظة وضمن أي مجموعة من الجزيئات، فإن لكل منها سرعة مختلفة - وبالتالي طاقة حركية مختلفة عن مجموعة أخرى من الجزيئات. لكن متوسط الطاقة الحركية لجميع الجزيئات يفترض بأنه يتناسب طردياً مع درجة الحرارة للطاقة، وعندما نقول أن السرعة وسطية، فأننا نقصد أن السرعات الحقيقية للجزيئات المنفردة تختلف كثيراً

فيما بينها، بحيث أن ازدياد درجة الحرارة لا يؤدي إلى ازدياد في هذه السرعات فحسب، بل إلى توزعها بشكل أكثر تجانساً فيما بين الجزيئات.

إن معظم الجزيئات ذات سرع متقاربة ولكن مع ذلك توجد جزيئات ذات سرع كبيرة جداً، ومن البديهي أن لا تكون قيمة السرعة خاصة لجزيئة معينة، ولكنها تعكس وضع الجزيئة في زمن معين.

وبصورة عامة فإن احتمال سرعة معينة واحدة من أجل جميع جزيئات الغاز كما هو واضح من علاقة ماكسويل لتوزع السرع.

ويحدث التبادل في الطاقة على مجال واسع بحيث تبقى الطاقة الحركية لجزيئات الغاز في العينة كلها ثابتة بشرط عدم إضافة أي طاقة من الوسط الخارجي، كما يحدث في عملية التسخين، فمن المعروف انه يمكن رفع درجة حرارة غاز بالتسخين، والحرارة المضافة هي إحدى صور الطاقة، وتستعمل لزيادة سرعة الجزيئات الغازية، وبالتالي زيادة متوسط طاقتها الحركية، وبذلك يمكن اعتبار درجة الحرارة كدليل على متوسط الطاقة الحركية، وقد ثبت بالتجربة أن الاستنتاجات المبنية على افتراض أن: متوسط الطاقة الحركية يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة صحيحة وتنطبق مع نتائج التجربة.

إسالة الغازات:

في أوائل القرن التاسع عشر تم تمييع بعض الغازات مثل غاز ثاني أوكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين والأمونياك وغيرها، ويمكن تحويل الغاز إلى سائل بواسطة التحكم في درجة الحرارة والضغط (لابد من تبريد الغاز إلى ما دون درجة حرارة معينة)، ويحدث ذلك التحول عندما تصبح قوى التجاذب بين الجزيئات أكبر من الطاقة الحركية لتلك الجزيئات، والعوامل المساعدة على ذلك هي:

١- الضغوط العالية إذ أنها تقرب الجزيئات من بعضها وبذلك تزيد قوى التجاذب بين الجزيئات.

٢- درجات الحرارة المنخفضة التي تقلل من الطاقة الحركية للجزيئات.

ويمكن القول بوجه عام أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة لغاز ما كلما زاد الضغط الواجب استعماله، لأن لكل غاز درجة حرارة معينة تحدث عندها الإسالة، فإذا ما زادت درجة حرارته عن تلك الدرجة فإنه لا يمكن إسالته مهما ارتفع الضغط لأن الطاقة الحركية للجزيئات تكون كبيرة بدرجة لا تسمح لقوى التجاذب بالتغلب عليها، وبتعبير آخر فأنه يوجد حد أقصى لدرجة الحرارة التي يمكن عندها - أو أقل منها - إسالة الغاز فإذا زادت درجة الحرارة عن ذلك الحد فان عملية الإسالة لا يمكن أن تحدث مهما كان الضغط المستعمل عالياً، وتسمى تلك الدرجة لكل غاز **بدرجة الحرارة الحرجة**، كما يطلق على الضغط اللازم لإسالة الغاز عند الدرجة الحرجة بالضغط الحرج.

ويلاحظ أنه إذا كانت درجة حرارة الغاز أقل من الدرجة الحرجة فأن الضغط اللازم للإسالة يقل عن الضغط الحرج.

وعندما يرفع الضغط عن غاز (ضغطه٢٠٠ ٢٥٠ جوي) تنخفض الطاقة الحركية للجزيئات، وبالتالي تنخفض درجة حرارته إلى ما دون درجة الحرارة الحرجة.

لقد عبرت قوانين الاتحاد الكيميائي عن حقائق وعلاقات صحيحة مبنية على أساس التجربة والترصد والمشاهدات الملموسة، ويعتبر تفسير الظواهر والمشاهدات من العمليات المهمة التي شغلت عقول العلماء لفترة طويلة عند بحثهم في تكوين المواد، حيث أن هذه القوانين بحاجة إلى تفسير، مما حدا بالعلماء إلى محاولة وضع نظريات لتفسير هذه القوانين، وهذه النظريات لا تمثل حقائق بل هي افتراضات هدفها تفسير الحقائق، وإذا ما عجزت فرضيات

النظرية عن تفسير حقائق أو ظواهر جديدة فإنها ترفض ويبدأ البحث لوضع فرضيات لنظرية جديدة تشمل تفسيراً لجميع الحقائق.

ومن هذه النظريات:

النظرية الذرية لدالتون:

هي أول نظرية علمية كمية فسرت التفاعلات الكيميائية والسلوك الكيميائي للمواد.

وقد كان لإدخال الطريقة الكمية في البحث ووضع قانون حفظ المادة أهمية كبرى في تقدم علم الكيمياء، إلا أن ما وزد هذا العلم بأساسه العلمي المتين كان النظرية الذرية - الجزيئية.

لقد بدأ التفكير في طبيعة المادة والظن بأنها غير مستمرة في النهاية في أيام الفلاسفة اليونانيين الأوليين، وقد فكر بعضهم بأن المادة لابد أن تكون مؤلفة من جسيمات صغيرة لا يمكن تحطيمها، وأطلقوا عليها اسم ذرات أي لا يمكن قسمها.

فرضيات نظرية دالتون الذرية:

أ- تتكون المادة من دقائق متناهية في الصغر غير قابلة للانقسام تدعى ذرات.

ب- الذرات لا تفنى ولا يمكن تخليقها.

ج- لذرات العنصر الواحد نفس الصفات من حيث الحجم والشكل والكتلة، وهذه الذرات تختلف في الصفات عن ذرات أي عنصر آخر.

د- تتكون الذرات المركبة من اتحاد ذرات العناصر بنسب عددية بسيطة.

هـ التفاعل الكيميائي هو إعادة توزيع الذرات بدون المساس بصفاتها.



أي أن الاتحاد الكيميائي بين عنصرين أو أكثر هو اتحاد ذرات تلك العناصر بنسب عددية بسيطة لتعطي أصغر وحدة من المركب وهي الجزيء. وقد اعتمد دالتون في إعلان نظريته حول مفهوم الذرة على البحوث.

والاكتشافات الكيميائية التي أثبتت أن المادة ذات طبيعة ذرية، وكان غرض دالتون من صياغة بنود نظريته تفسير التغيرات الكيميائية التي تحدث على المادة وقوانين الاتحاد الكيميائي التي تحكمها.

الذرة:

هي أصغر كتلة من المادة، لا توجد الذرة في الحالة الحرة بل توجد في الاتحادات بشكل شوارد.

ويمكن من الناحية الكيميائية تعريف الذرة بأنها أصغر دقيقة من المادة ذات كيان خاص بها.

الجزيء:

يتألف الجسم المادي من مجموعة من الجزيئات المتناهية في الصغر، فالجزيء هو أصغر دقيقة من المادة يمكن أن توجد في الحالة الحرة.

جزيء جسم بسيط:

يتشكل بالشروط النظامية، وبصورة عامة من اتحاد ذرتين متشابهتين أو أكثر.

مثال:

N_2, O3, O_2 يوجد بعض الحالات الشاذة مثل الغازات النادرة التي تكون في الشروط النظامية وحيدة الذرة.

جزيء جسم مركب:

هو جزيء مؤلف من اتحاد عدة ذرات منها ذرتين على الأقل مختلفتين.

مثال:

H_2SO_4, H_2O, HCl



الفصل الثالث

التجاذب بين الجزيئات

التجاذب بين الجزيئات:

لنفترض وجود حالة مثالية غير موجودة في عالم الواقع وهي عزل جزيء واحد فقط من بخار الماء، فإن القوة التي جعلت هذا الجزيء يتكون هي قوة الرابطة المشتركة بين الأوكسجين والهيدروجين وبدون هذه الآصرة لا تتكون مادة اسمها الماء (يوجد في جزيء الماء اثنتان من هذه الأواصر (الروابط)).

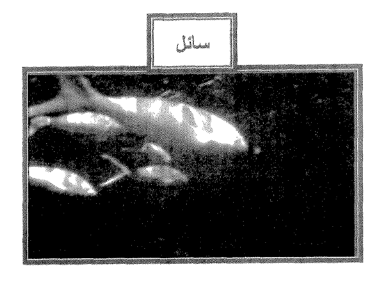
إننا نعرف أن الحصول على جزيء منفرد ما يزال أمراً مستحيلاً فجزيئات نفس النوع تتجمع مع بعضها البعض، وقوى الترابط بين الجزيئات هي التي تقرر حالة المادة، فإذا كانت هذه القوى ضعيفة تكون المادة في الحالة الغازية، وإذا كانت هذه القوى متوسطة تكون المادة في الحالة السائلة، أما إذا كانت القوى كبيرة جداً فتكون المادة في الحالة الصلبة.

وتكون المسافة الفاصلة بين جزيء وآخر كبيرة في الحالة الغازية وتصغر في الحالة السائلة وتصبح هذه المسافة صغيرة جداً في الحالة الصلبة.

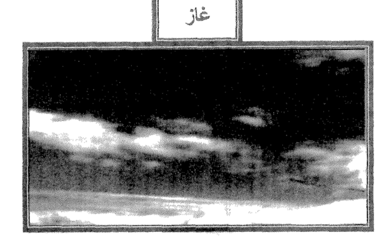
وهنالك نوعان من القوى مسؤولة عن تكوين الجزيئات وتجمعها، النوع الأول هو الذي يكون الجزيئات (جزيء الماء مثلاً)وهو آصرة (رابطة)كيميائية إما مشتركة وإما أيونية، أما النوع الثاني فهو القوى التي تجمع الجزيئات الواحد منها مع الآخر وهي على عدة أنواع.

وتعتمد الخواص الكيميائية والفيزيائية على هذين النوعين من الأواصر.

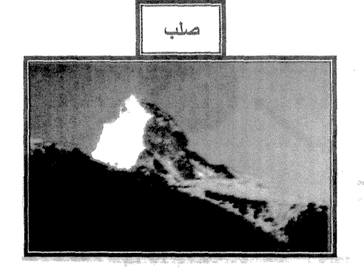
سائل



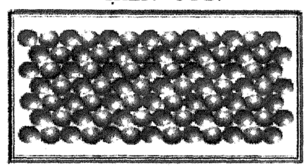
غاز



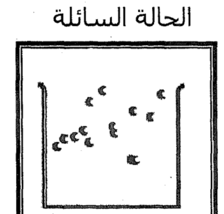
صلب



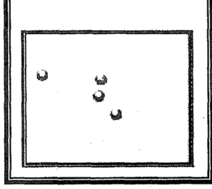
الحالة الصلبة

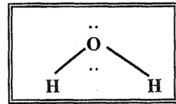


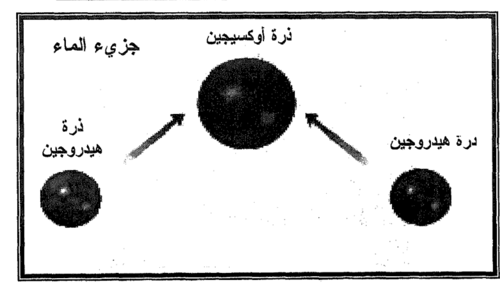
الحالة السائلة



الحالة الغازية









الفصل الرابع

البناء الذري للمادة

البناء الذري للمادة

تاريخ الذرة:

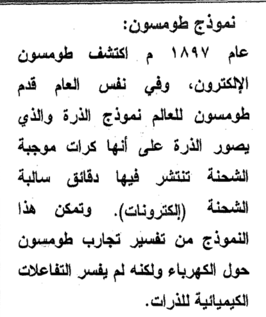
حوالي العام ٤٠٠ ق. م افترض الفيلسوف اليوناني ديمقراطس أن جميع المواد تتألف من دقائق غير قابلة للانقسام تسمى الذرات.

واشتقت كلمة ذرة من كلمة اغريقية Atom وتعني غير قابل للانقسام، وقد تمكن العلماء حديثاً من شطر الذرة !.

وفي أواخر القرن التاسع عشر وأوائل القرن العشرين قدم العلماء أكثر من تصور عن الذرة لتفسير المشاهدات الجديدة، إذ لم يكن للعلماء تصور واضح فيما يتعلق ببنية الذرة حتى بدايات القرن العشرين حيث كان يعتقد سابقاً بأن الذرة أصغر جزء في المادة غير قابل للانقسام، غير أن اكتشاف ظاهرة الإشعاع الطبيعي أثار تساؤلات كبيرة حول هذا التصور، كما لوحظ أيضاً بأن شحنات سالبة وأخرى موجبة تنبثق عن ذرات العناصر المشعة وهذا يعني أن الذرة تتكون من مزيج من الشحنات الموجبة والسالبة.

وضع العالم الإنكليزي جوزيف طومسون (مكتشف الإلكترون عام ١٨٩٧) نموذجاً للذرة عام ١٨٩٨ افترض فيه أن الذرة عبارة عن كرة مصمتة ذات شحنات موجبة متجانسة تتخللها الإلكترونات سالبة الشحنة وإن الذرة متعادلة أي أن مجموع الشحنة السالبة مساوياً للشحنة الموجبة.





نموذج طومسون:

عام ١٨٩٧ م اكتشف طومسون الإلكترون، وفي نفس العام قدم طومسون للعالم نموذج الذرة والذي يصور الذرة على أنها كرات موجبة الشحنة تنتشر فيها دقائق سالبة الشحنة (إلكترونات). وتمكن هذا النموذج من تفسير تجارب طومسون حول الكهرباء ولكنه لم يفسر التفاعلات الكيميائية للذرات.

لكن نموذج الذرة هذا عجز عن الإجابة عن السؤال: "ما الذي يجعل الذرات مستقرة؟" حيث أن الإلكترونات في نموذج الذرة هذا لا تكون في حالة اتزان كما عجز عن تفسير بعض الخصائص الكيميائية للذرة.

وفي عام ١٩١٠ قام العالم البريطاني إيرنست رذرفورد بتجربة مهدت الطريق لفهم بنية الذرة بشكل أفضل حيث قذف صفائح رقيقة جداً من فلزات مختلفة مثل الذهب بجسيمات ألفا المنطلقة من مصدر مشع مثل الراديوم ثم كشف عن الجسيمات التي تخترق هذه الصفائح فوجد أن معظم هذه الجسيمات قد اخترقت الصفائح دون أن يحدث تغير على مسارها بينما انحرف جزء منها بزوايا متفاوتة، كان بعضها أكبر من ٩٠°، كما لاحظ أيضاً أن بعض هذه الجسيمات قد ارتدت تماماً عن الصفائح الرقيقة.

أدت نتائج هذه التجربة إلى فشل نموذج الذرة الذي وضعه طومسون لأن جسيمات ألفا هي عبارة عن نوى هليوم مشحونة بشحنة موجبة مقدارها يساوي مثلي شحنة البروتون وتنطلق من المصدر المشع بسرعة تبلغ نحو ٢ × ١٠^٧ م/ثا.

وحسب نموذج طومسون لا يتوقع لمثل هذه الجسيمات أن تنحرف لزوايا كثيرة، وقد استنتج رذرفورد من التجربة ما يأتي:

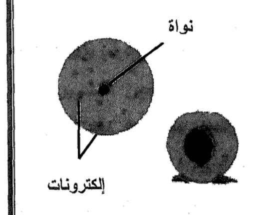
١- إن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ بدليل اختراق معظم جسيمات ألفا للصفائح الرقيقة بدون أن يحدث انحراف في مساراتها.

٢- إن كتلة الذرة تتركز في حيز صغير جداً يدعى النواة بدليل ارتداد بعض الجسيمات ارتداداً تاماً.

٣- إن شحنة النواة موجبة بدليل انحراف بعض الجسيمات عن مسارها بزوايا مختلفة.

نموذج رذرفورد:

عام ١٩٠٩ م اكتشف ارنست رذرفورد البروتون، وبعد ذلك بسنتين اكتشف النواة، وعلى اثر ذلك قدم نموذجاً للذرة افترض فيه أن الإلكترونات تدور في فراغ كبير حول نواة صغيرة الحجم وتحتوي على بروتونات.



ويتلخص نموذج رذرفورد لبنية الذرة بما يأتي:

١- تشغل الذرة حيزاً كروياً يبلغ نصف قطره نحو ١ × ١٠ ⁻¹⁰ (٠,١ نانومتر (نم)).

٢- تتكون الذرة من:

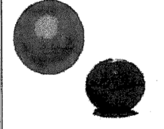
أ- **النواة:** وهي الجزء المركزي الذي تتركز فيه كتلة الذرة، يبلغ نصف قطرها نحو ١ × ١٠ ⁻¹⁵ م (١ فيرمي) وهي موجبة الشحنة.

ب- **الإلكترونات:** وهي جسيمات صغيرة جداً ذات كتلة ضئيلة جداً يمكن إهمالها بالنسبة لكتلة النواة، وتدور هذه الإلكترونات حول النواة في

مدارات تشبه مدارات الكواكب حول الشمس، وهي سالبة الشحنة وتكون مساوية لشحنة النواة مما يجعل الذرة متعادلة كهربائياً.

نموذج دالتون:

عام ١٨٠٥ م قدم العالم الانكليزي جون دالتون نظريته الذرية والتي تضمنت بعض الافتراضات ومنها:



- تتكون المادة من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى الذرات.
- ذرات العنصر الواحد متشابهة.
- ذرات العناصر المختلفة تختلف عن بعضها في الكتلة.

تتحد الذرات مع بعضها لتكوين مركبات.

اكتشاف مكونات الذرة:

لقد توصل العلماء إلى معرفة مكونات الذرة وأماكن وجودها وتوزيعها بعد بحث علمي مطول وجهود علمية مضنية، فقد افترضوا بأن الذرة هي جسم قابل للتجزئة وتتكون من أجزاء متناهية في الصغر هي:

١- الإلكترون: رمزه العلمي (e):

مهدت بعض التجارب التي أجراها العلماء إلى اكتشاف الإلكترون منها:

أ- تجارب فارادي في التحليل الكهربائي:

اهتم العالم الإنكليزي مايكل فارادي بدراسة أثر التيار الكهربائي في محاليل المركبات الكيميائية ومصاهيرها، وقد توصل إلى أن إمرار تيار كهربائي فيها يؤدي إلى حدوث تفاعلات كيميائية فيها، فاستنتج بأن للمواد

طبيعة كهربائية، أي أنها تحتوي على أجسام مشحونة، فالنحاس الموجود في مادة كلوريد النحاس قد تحول بتأثير الكهرباء إلى عنصر النحاس الذي تختلف صفاته عن صفات النحاس الموجود في المركبات، فالنحاس الموجود في محلول أو مصهور المركبات ينجذب نحو القطب السالب، أما عنصر النحاس الذي ينتج من إمرار التيار الكهربائي، فإنه لا ينجذب إلى أي قطب من الأقطاب.

ويمكن تمثيل أي تفاعل بالمعادلات الكيميائية، فالتفاعلات التي تحدث في تجربة فارادي يمكن تمثيلها كالآتي:

- **نحاس موجب الشحنة + تيار كهربائي ← عنصر النحاس (لا يحمل شحنة)**
- **(أيونات نحاس موجبة الشحنة)+ شحنات سالب ← ذرات نحاس (لا تحمل شحنة)**
- **كلور (يحمل شحنة سالبة) كهرباء ← عنصر الكلور (لا يحمل شحنة)**
- **(أيونات الكلوريد سالبة الشحنة) شحنات سالبة ← جزيئات الكلور (لا تحمل شحنة)**

إن كل تفاعل من التفاعلين أعلاه يحدث على واحد من الأقطاب الكهربائية المشحونة في تجربة فارادي، ويمكن جمع هذين التفاعلين في معادلة واحدة تمثل التفاعل الكامل:

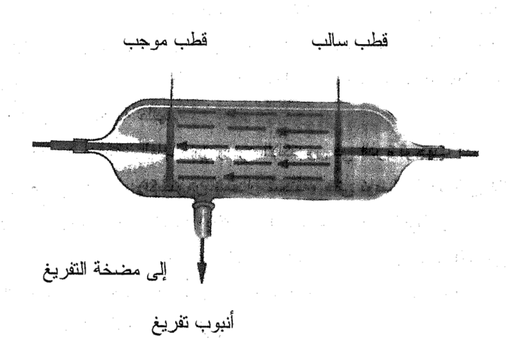
أيونات نحاس موجبة + أيونات كلوريد سالبة $\xrightarrow{\text{كهرباء}}$ جزيئات الكلور+ ذرات نحاس (ذرتان متصلتان).

وقد دلت التفاعلات أعلاه على وجود جسيم كهربائي يمكن أن يدخل إلى الأيون الموجب الشحنة ويجعله ذرة متعادلة، أو يمكن أن ينزع من الأيون السالب ويجعله ذرة متعادلة (أو جزيء)، وكذلك يمكن انتزاع هذا الجسيم الكهربائي من الذرة المتعادلة فتصبح ذرة موجبة الشحنة أو إضافته إليها فتصبح ذرة سالبة الشحنة.

ب- تجارب التفريغ الكهربائي:

من أجل التأكد من وجود الإلكترون في الذرة أجرى الفيزيائيون دراسات على سريان التيار الكهربائي في الغازات داخل ما يعرف بأنابيب التفريغ، أو أنابيب الأشعة المهبطية.

وهي عبارة عن أنابيب زجاجية مفرغة جزئياً من الهواء ومثبت في طرفيها من الداخل قطبان فلزيان، وعندما يوصل هذان القطبان بمصدر لتيار كهربائي ذي فرق جهد عال، فإن التيار يسري خلال الغاز (أي يحدث تفريغ كهربائي)، ويرافق ذلك تولد أشعة سميت بأشعة المهبط.



أنبوب تفريغ

وقد تابع العلماء دراسة هذه الأشعة الناشئة داخل الأنابيب المفرغة جزئياً من الهواء، فاستنتجوا بعد عدة تجارب أن هذه الأشعة تتميز بالخصائص التالية:

أ- تسير بخطوط مستقيمة.

ب- تُحدث ظلاً للأجسام التي تسقط عليها.

ج- تُحرك دولاباً إذا وضع في طريقها.

د- تسخن قطعة فلزية موضوعة بين القطبين.

هـ- تنحرف عن مسارها إذا مرت في مجال كهربائي أو مجال مغناطيسي، ويـــدل اتجــاه الانحراف على أنها مكونة من جسيمات كهربائية ذات شحنة سالبة.

ومــن خـــلال هذه الاستنتاجات اقتنع العلماء بأن الإلكترونات هي إحدى مكونات الذرات، ومصدر هذه الإلكترونات هو مادة القطب السالب، فهي تنطلق مـــن القطب السالب وتنجذب نحو القطب الموجب المقابل لها، وتؤثر في الأشياء التي تعترضها، وعندما تصطدم بالأشياء فإنها تسلك سلوك الجسيم المصطدمة به مســببة توهـــج الغـــاز فـــي الأنبوب، وتحرك الدولاب، وتسخن القطعة الفلزية الموضـــوعة فـــي طريقها، بالإضافة إلى أنها تسلك سلوك الشعاع، حيث تحدث ظلالاً للأجسام الساقطة عليها.

وبعـــد أن تيقن العلماء من وجود الإلكترون في الذرة توجهت الدراسات إلـــى معـــرفة كـــتلة الإلكـــترون ومقدار شحنته، حتى توصل العالم البريطاني ثومبسون إلى معرفة نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته فوجد أنها تساوي:

-١,٧٦ × ١٠ ٨ كولوم/غم وتشير العلامة (-) إلى أن شحنة الإلكترون ســـالبة. ثـــم تمكن العالم الأمريكي ميليكان بعد ذلك من حساب شحنة الإلكترون ومقدارها ١,٦ × ١٠ -١٩ كولوم.

٢- البروتون: رمزه العلمي (p):

أدت معـــرفة الشحنة السالبة للإلكترون إلى افتراض وجود جسيمات ذات شـــحنة موجـــبة تعـــادل شـــحنة الإلكترونات في الذرة المتعادلة، وقد دفع هذا الافـــتراض البديهي العلماء للبحث عن هذه الجسيمات ودراسة سلوكها ومقارنتها بالإلكترونات، وقاموا بتجارب عديدة منها:

أ- أشعة القناة:

بدأ البحث عن الجسيمات الموجبة في الذرة باستخدام أنابيب تفريغ تشبه أنابيب التفريغ التي استعملت في الكشف عن الإلكترونات، ولكن أجريت عليها بعض التعديلات حيث يختلف أنبوب التفريغ المستعمل في الكشف عن الجسيم الموجب في كون قطبه السالب مكون من قرص يحتوي على ثقوب صغيرة.



فعندما يسري التيار الكهربائي في الأنبوب فإن الإلكترونات ستنتقل من القطب السالب إلى القطب الموجب وتصطدم به، وسيتوهج الغاز نتيجة لهذا التصادم، ولكن في هذه الحالة لوحظ وجود حزم من الإشعاعات تمر عبر ثقوب القطب السالب وتصطدم (خلفه) بجدار أنبوب التفريغ، مسببة توهجاً على زجاج الأنبوب في تلك المنطقة التي تكون مطلية بمادة (كبريتيد الخارصين) ذات القابلية على التوهج، وقد سميت هذه الإشعاعات بإشعاعات القناة، لأن مسارها بين ثقوب القطب السالب وجدار أنبوب التفريغ يشبه القنوات، وقد فسر العلماء نشأة هذه الأشعة كالآتي:

عندما يسري التيار الكهربائي في أنبوب التفريغ تنطلق إلكترونات من القطب السالب فيصطدم بعضها بدقائق الغاز المتبقي في الأنبوب المفرغ جزئياً من الهواء، ونتيجة لهذا التصادم يفقد الغاز إلكترونات سالبة، فتصبح ذراته موجبة الشحنة وتتحرك نحو القطب السالب، ويواصل بعضها سيره عبر الثقوب ويصطدم بالمنطقة المطلية مسبباً توهجها.

واستنتج من هذه التجارب أنه لا بد أن يكون في الذرة جسيمات موجبة الشحنة.

ب- مطياف الكتلة:

بعد أن تيقن العلماء من وجود الجسيمات الموجبة في الذرة توجهت الدراسات إلى معرفة كتلتها ومقدار شحنتها وصمموا تجارب لتحقيق ذلك، ثم طوروا جهازاً سمي مطياف الكتلة (كما في الشكل)، ويدرس هذا الجهاز كتل الأيونات موجبة الشحنة، ومن خلال الدراسات التي أجريت لقياس كتلة وشحنة الأجسام الموجبة التي تتولد من الغازات في أنبوب التفريغ توصل العلماء إلى عدة نتائج أبرزها:

- في جميع الحالات كانت قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$ أصغر بكثير عما عرف عن الإلكترون.

- قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$ للأيونات الموجبة تختلف باختلاف نوع الغاز المستخدم في أنبوب التفريغ، وقد أعطت الغازات الثقيلة قيمة أصغر، وهذا يدل على أن كتل الأيونات الموجبة مختلفة.

وبما أن الأيون الموجب في أنبوب التفريغ ناتج عن فقدان ذرات الغاز لإلكترونات سالبة الشحنة لذلك يكون مقدار شحنة الأيون الموجب مساوياً لمقدار شحنة الإلكترون أو أحد مضاعفاتها.

ونستنتج مما سبق أن كتلة الأيون الموجب هي أكبر بكثير من كتلة الإلكترون، وقد أظهرت الدراسات التي أجريت لقياس أكبر كتلة لأيون موجب في مطياف الكتلة أن أكبر قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$ كانت لأيون الهيدروجين الموجب الذي ينتج من فقدان ذرة الهيدروجين إلكتروناً، ويبلغ مقدارها ٩,٧ × ١٠ ^٤^ كولوم/غم، كما وجد أن أيونات الغازات الأخرى تبلغ قيم كتلها أحد مضاعفات

كتلة أيون الهيدروجين وهو أصغر الأيونات كتلة، وقد سمي أيون الهيدروجين بروتون أي: المكون الأولي، إذ أن جميع كتل الأيونات الأخرى تساوي أضعاف كتلة البروتون.

وعلى ضوء المعلومات الجديدة عن اكتشاف مكونات الذرة سعى العلماء إلى وضع نموذج جديد للذرة غير النموذج الذي وضعه دالتون، فقدم العالم ثومبسون نموذجاً جديداً للذرة افترض فيه أن الذرة هي جسم صلب متجانس موجب الشحنة تنغرس فيه الإلكترونات السالبة.

ولكن هذا النموذج سرعان ما رفض عندما قدم العالم رذرفورد نموذجاً جديداً للذرة عرف بالذرة ذات النواة.

ج تجارب رذرفورد والنشاط الإشعاعي:

لاحظ هنري بيكوريل أن الأفلام الفوتوغرافية المغلفة الموضوعة قريباً من أملاح اليورانيوم تتلف نتيجة لانطلاق إشعاعات من هذه الأملاح وأكتشف بعد عدة تجارب ظاهرة النشاط الإشعاعي لبعض المواد منها: مركبات اليورانيوم، حيث بينت هذه التجارب والدراسات أن هذه الأشعة على ثلاثة أنواع هي:

الأشعة/الرمز	الشحنة	الكتلة	الطبيعة	قدرتها النفاذية على اختراق الأجسام
ألفا α	+ ٢	٦,٦٤×١٠^-٢٧^ كغم	دقائق مادية	قليلة
بيتا β	- ١	٩,١١×١٠^-٣١^ كغم	دقائق مادية	عالية
غاماδ	صفر	صفر	أمواج كهرمغناطيسية	عالية جداً

لقد أثارت ظاهرة النشاط الإشعاعي اهتمام العالم رذرفورد الذي استطاع بعد تجارب ودراسات عديدة أن يعزل أشعة ألفا من مجموع الإشعاعات الصادرة

عن ذرات المركب المشع، واستخدمها في قذف رقاقة من الذهب، وكان يتوقع أن جسيمات ألفا ستمر من خلال الفراغات بين الذرات المتعادلة، وأن مسارها لن يتأثر وتبقى الجسيمات في مسارها المستقيم، ولكنه لاحظ أن معظم جسيمات ألفا تخترق رقاقة الذهب بسهولة، وبعضها يتشتت ولا يبقى في مساره، ويشمل التشتت ارتداد هذه الأشعة نحو المصدر.

ونتيجة هذه الملاحظة توصل رذرفورد إلى الافتراض التالي:

إن الذرة تحتوي على نواة صغيرة ذات شحنة موجبة، وتتركز فيها معظم كتلة الذرة، وأن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ تتوزع فيه الإلكترونات حول النواة.

وعلى ضوء ذلك افترض رذرفورد أن الإلكترونات تتحرك في مدارات دائرية حول النواة وهذه الحركة ناتجة من قوة مركزية ناشئة عن قوة جذب النواة الموجبة لها.

وقد نجح نموذج الذرة ذات النواة في تفسير الظواهر التي نشأت نتيجة تجارب رذرفورد ولكنه واجه اعتراضاً مبدئياً، إذ أن قوانين الفيزياء المقبولة وقتذاك تشير إلى أن الجسيم الذي يحمل شحنة ويتحرك في مسار دائري حول النواة كالإلكترون سيفقد طاقته باستمرار مما يؤدي إلى اقتراب مساره شيئاً فشيئاً من النواة وبالتالي ينغمس فيها، وهذا لا يحدث في الذرات.

٣- النيوترون: رمزه العلمي (n):

تم اكتشاف جسيم النيوترون في الذرة بشكل متأخر بسبب عدم حمله لأي شحنة وعدم تأثره بالمجال الكهربائي أو المجال المغناطيسي ومن التجارب التي ساهمت في اكتشافه هي:

أ- تجارب رذرفورد:

أجرى رذرفورد حسابات على تشتت أشعة جسيمات ألفا فلاحظ أن كتلة

النواة تكاد تكون ضعف كتلة البروتونات فيها، مما يدل على وجود مكونات أخرى للنواة بالإضافة إلى البروتونات، فقد بينت الدراسات أن نسبة حجم الذرة إلى حجم النواة يساوي $١٠^{٥}$ مرة، وأن كثافة النواة تقارب $١٠^{١٤}$ غم/سم^{٣}.

ب- تجارب في مجال النشاط الإشعاعي:

بعد أن اكتشفت ظاهرة النشاط الإشعاعي وعرفت جسيمات ألفا استخدمت هذه الجسيمات كقذائف وجهت نحو الذرات، فكان ينتج من ذلك تفاعل نووي يؤدي إلى ظهور إشعاعات، وكان من بينها إشعاعات مختلفة عن تلك الإشعاعات الناتجة من مواد مشعة معروفة مثل مركبات اليورانيوم، وهذه الإشعاعات الجديدة لها قدرة على اختراق الأجسام تفوق قدرة دقائق ألفا وقدرة الإلكترونات، وهذا ما دفع العالم رذرفورد إلى اعتبارها أجساماً غير مشحونة، لأن الأجسام المشحونة يعاق مسيرها عند مرورها عبر الذرات التي تحتوي على إلكترونات وبروتونات، أما الأجسام غير المشحونة فإنها تمر دون إعاقة.

وبعد مرور ثلاثين عاماً من التجارب والدراسات استطاع العالم الإنكليزي شادويك اكتشاف النيوترون، حيث لاحظ مؤشراً واضحاً لوجوده فقام بإجراء تجارب مصممة لغرض إثبات وجود النيوترون، فقذف ذرات البريليوم بدقائق ألفا مما نتج عن ذلك صدور أشعة.

وبعد عدة دراسات تمكن من معرفة تأثيرها في مواد وضعت في طريقها، ومن ثم تحديد مسارها وطاقتها وكتلتها وشحنتها.

العدد الذري والعدد الكتلي:

لكل عنصر من العناصر المعروفة خصائص تميزه عن العناصر الأخرى، وتعتمد هذه الخصائص على الذرات التي يتكون منها ذلك العنصر، وقد وجد أن عدد البروتونات في نواة ذرة عنصر تختلف عنه في نواة ذرة أي عنصر آخر، وسمي **بالعدد الذري**.

فإذا كانت الذرة في الحالة الطبيعية متعادلة فهذا يعني أن عدد الإلكترونات في ذرة ذلك العنصر يساوي عدد البروتونات فيها:

العدد الذري = عدد الإلكترونات (e) = عدد البروتونات (p)

	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد الإلكترونات
أ	11	23	11
ب	15	31	15
ج	48	112	48
د	82	206	82
هـ	98	249	98

وقد أطلق على مجموع البروتونات والنيوترونات في الذرة **العدد الكتلي** باعتبار أن البروتون أو النيوترون كتلته وحدة كتلة ذرية واحدة، أي أن:

العدد الكتلي = عدد البروتونات (p) + عدد النيوترونات (n)

وبذلك فإن: عدد (n) = العدد الكتلي العدد الذري

اسم العنصر	رمزه	عدده الذري	عدده الكتلي
الكبريت	S	16	32
اليود	I	53	127
الصوديوم	Na	11	23
القصدير	Sn	50	120
الخارصين	Zn	30	65

ويكتب العدد الذري عادة لأي عنصر على يسار رمز العنصر للأسفل، بينما يكتب العدد الكتلي على يسار رمز العنصر للأعلى، كما في رمز الأوكسجين $^{١٦}_{٨}O$، فالعدد الذري للأوكسجين (٨) بينما العدد الكتلي له (١٦).

رمز العنصر	عدد البروتونات	عدد النيوترونات	رمز العنصر	عدد البروتونات	عدد النيوترونات
$^{19}_{9}F$	9	10	$^{35}_{17}Cl$	17	18
$^{40}_{18}Ar$	18	22	$^{52}_{24}Cr$	24	28
$^{200}_{80}Hg$	80	120	$^{24}_{12}Mg$	12	12

وتعود كتلة الذرة لكتلة البروتونات والنيوترونات الموجودة فيها لأن كتلة الإلكترون صغيرة جداً مقارنة بكتلة البروتون والنيوترون.

ويعبر عن كتل الجسيمات الموجودة في الذرة بوحدة الكتلة الذرية، وقد تم إيجادها تجريبياً وتساوي ١,٦٦×١٠^-٢٤ غم، وبما أن كتلة البروتون والنيوترون قريبة جداً من وحدة كتلة ذرية واحدة فقد تم تقريبها إلى واحد.

العلاقة بين e, n, p:

١- من حيث الكتلة:

كتلة النيوترون (n) = كتلة البروتون (p) = ١٨٣٧ كتلة الإلكترون (e)

٢- من حيث الشحنة:

شحنة (n) متعادلة، شحنة (p) موجبة، شحنة (e) سالبة.

ملاحظة: عندما تكون الذرة متعادلة كهربائياً فإن:

عدد الشحنات الموجبة = عدد الشحنات السالبة، أي أن: عدد (p) = عدد (e)

المدارات الرئيسية (مستويات الطاقة) في الذرة:

تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات تختلف أبعادها عن النواة، تعرف بالمدارات الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية، فلكل إلكترون طبقته أو مساره الرئيس، وترقم هذه المدارات ابتداء من المدار الأقرب إلى النواة ويزداد بعد المدارات تباعاً فالمدار الثالث أبعد من الثاني وهكذا، ولكل مدار استيعاب معين لعدد من الإلكترونات.

المدار الأول: ويرمز له بالحرف K، ويمتلئ بـــ (٢) إلكترون.

المدار الثاني: ويرمز له بالحرف L، ويمتلئ بـــ (٨) إلكترون.

المدار الثالث: ويرمز له بالحرف M، ويمتلئ بـــ (٨) أو (١٨) إلكترون.

ملاحظات:

تكون ذرات العناصر على نوعين بالنسبة لعدد الإلكترونات في مدارها الخارجي.

ذرات ذات المدار الخارجي الممتلئ	ذرات ذات المدار الخارجي غير الممتلئ
١- درجة عالية من الاستقرار.	**١- غير مستقرة.**
٢- قليلة الفعالية.	**٢- فعالة كيميائياً.**
٣- مشبعة.	**٣- غير مشبعة.**

ويقصد بطاقة الذرات هي طاقة الوضع الناتجة عن قوى التجاذب وقوى التنافر الكهربائي بين مكونات الذرة، إذ أن الإلكترونات السالبة الشحنة تتجاذب مع النواة الموجبة الشحنة وتتنافر مع بعضها البعض، وتعتمد طاقة وضع الإلكترون وقوة التجاذب بين الإلكترون السالب والنواة الموجبة على البعد بين الإلكترون والنواة، فكلما ازدادت المسافة بينهما ضعفت قوة التجاذب وقلت القوة وتصبح طاقة الوضع أكبر، لذلك فإن طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول (القريب من النواة) تكون أقل من طاقة وضع الإلكترون في المدار الثاني.

وبما أن هذه الطاقة يحددها بعد المدار الذي يوجد في الإلكترون عن النواة لذلك فإن كل مدار يمثل مستوى معيناً من الطاقة، أي أن المدار الأول يمثل المستوى الأول من الطاقة، وأي إلكترون يوجد فيه تكون طاقة وضعه مساوية للطاقة التي يمثلها هذا المستوى.

ويعتمد سلوك العناصر على طاقة وضع الإلكترونات في ذراتها، وترتبط هذه الطاقة بالمستويات التي توجد فيها الإلكترونات، ويطلق **مصطلح** مستوى الطاقة على المدار الذي يوجد فيه الإلكترون.

وقد اتفق العلماء على وضع تمثيل رمزي للطريقة التي تترتب بها الإلكترونات حول النواة، حيث يتم رسم دائرة ترمز لنواة الذرة وفي داخلها عدد البروتونات والنيوترونات أو يكتفي بوضع رمز العنصر داخل الدائرة، وبما أن الإلكترونات تكون خارج النواة في مدارات فإن هذه المدارات ترسم على شكل دوائر متمركزة حول النواة، ويوضع عليها عدد الإلكترونات الموجودة في المدار على الدائرة المرسومة رقماً أو توضع نقطة على الدائرة أو (e) لتمثل كل إلكترون.

أما بالنسبة للمدار الثالث فيمكنه استيعاب (١٨) إلكتروناً عندما يتوفر له العدد الكافي من الإلكترونات، وإذا قل العدد عن ذلك (بحيث كان أكثر من ٨ إلكترونات) فيوضع في هذا المستوى ثمانية إلكترونات ويوضع ما يزيد عن ذلك في المستوى الرابع.

المراتب الجزيئية:

تمكن الفيزيائيون من البرهان على وجود الجزيئات ونجحوا في عدها بعدة طرق، فقد وجدوا بأن كل ١ سم^{٣} من الغاز مهما كان نوعه يحتوي في الشروط النظامية على ٢,٧ × ١٠^{١٩} جزيء.

أي أن وزن ١ سم^{٣} من غاز معين في الشروط النظامية وإجراء قسمة بسيطة يكفي للحصول على كتلة جزيء من الغاز.

الكتلة الذرية وتعيينها:

الكتلة الذرية هي وحدة قياس معين، ولكنها عدد مرتبط بالعنصر وبالسلم المستعمل.

ويساعد عدد أفوكادرو يساعد على تعيين الكتلة الذرية بعد معرفة الكتلة المطلقة للذرة حيث أن الكتلة المطلقة للذرات صغيرة جداً ولا تمثل أي فائدة عملية باستعمالها في عالم الكيمياء، لذلك يستعمل بدلاً عنها أعداداً متناسبة معها أي أن الكتل المطلقة تضرب بثابت معطى، وتدعى الأعداد الناتجة بسلم الأعداد الذرية.

وأسهل طريقة اتبعها الكيميائيون وفي مقدمتهم العالم دالتون الذي اعتبر ذرة الهيدروجين (أخف العناصر) كوحدة للقياس (القيمة ١) وعلى هذا الأساس نتج أن الوزن للأوكسجين يساوي ١٥,٨٧٢ وهذا يعني أن ذرة الأوكسجين أثقل من ذرة الهيدروجين بـــ ١٥,٨٧٢ مرة.

الكتلة المطلقة = كتلة البروتونات + كتلة النيوترونات

الكتلة المطلقة للهيدروجين = ١,٦٧٢٤ × ١٠^-٢٤ (كتلة بروتون واحد فقط)

الكتلة الذرية = الكتلة المطلقة × عدد أفوكادرو

الكتلة الذرية للهيدروجين = ١,٦٧٢٤ × ١٠^-٢٤ × ٦,٠٢٣ × ١٠^-٢٣ = ١,٠٠٨

ومن هذا المبدأ جاء تعيين الكتلة الذرية، ثم ازدادت الأمور تعقيداً عند اكتشاف النظائر التي برهنت على عد صحة نظرية دالتون القائلة: بأن ذرات العنصر الواحد كلها متشابهة، فحتى عام ١٩٦١ كان يوجد سلمان لتعيين الكتل الذرية هما:

سلم الكتل الذرية الكيميائية:

وفيه يعتبر الأوكسجين الطبيعي كوحدة للقياس واسند إليه الرقم ١٦، مع العلم أن الأوكسجين الطبيعي يحتوي على ثلاث نظائر:

$^{16}O,\ ^{17}O,\ ^{18}O$

سلم الكتل الذرية الفيزيائية:

وفيه يعتبر الأوكسجين ^{16}O كوحدة للقياس وأسند إليه الرقم ١٦ كوحدة للقياس.

وأخيراً تم الاصطلاح على اعتبار الكربون ^{12}C كوحدة للقياس وحسبت الكتل الذرية للعناصر الأخرى حسب السلم الجديد (^{12}C =12) فالكتلة الذرية للأوكسجين أصبحت ١٥,٩٩٩ بدلاً من ١٦ حسب السلم الكيميائي السابق.

الذرة الغرامية:

هي وزن من الجسم البسيط تساوي قيمته إلى كتلته الذرية ويقدر بالغرام وبما أن الكتلة الذرية تتبع السلم المستعمل، فمن البديهي أن تتبعه أيضاً الذرة الغرامية.

الكتلة الجزيئية:

أن الكتلة الجزيئية لجسم ما بسيط أو مركب تساوي مجموع كتل الذرات الداخلة في تركيب الجزيء، فمثلاً أن الكتلة الجزيئية لــ HCl تساوي مجموع الكتل الذرية للكلور والهيدروجين.

الجزيء الغرامي:

هو وزن الكتلة الجزيئية مقدرة بالغرام.

قاعدة دولنغ وبتي:

إن حركة الذرة الوحيدة لجسم صلب (مثلاً معدن ما) تتألف من اهتزازات مرنة حول مركز معين في شبكة البلورة، يكون اتجاه الاهتزازات نحو الاتجاهات الفراغية الثلاث.

فعندما نسخن حجم معين (ذرة غرامية) من الجسم الصلب درجة مئوية واحدة نحتاج إلى كمية من الحرارة نسميها الحرارة الذرية، يعين ذلك قاعدة دولنغ وبتي التي تنص على: "أن الوزن الذري في الحرارة النوعية للعناصر الصلبة يساوي بالتقريب عدد ثابت (ثا =٦,٢)، ولا يتوقف هذا الثابت على طبيعة العنصر". ويسمى هذا العدد بالحرارة الذرية.

ويمكن من قاعدة دولنغ وبتي حساب الوزن الذري لعنصر ما، بفرض أن الحرارة النوعية للحديد ٠,١١١ لذلك يكون الوزن الذري للحديد:

الوزن الذري للحديد = $\frac{٦,٢}{٠,١١١} \neq ٥٦$

تنطبق قاعدة دولنغ وبتي على العناصر التي لا تقل أوزانها الذرية عن ٣٥، ويبدي الكربون والبورون شذوذاً كبيراً عن هذه القاعدة، ويقل ذلك بارتفاع درجة الحرارة.



الفصل الخامس

الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات

الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات

لماذا ترتبط الذرات؟ – ؟

لا توجد الذرات مستقلة عن بعضها البعض سواء أكانت في العنصر أم في المركب ففي جميع المواد (ما عدا العناصر النبيلة) تكون الذرات مرتبطة ببعضها، ومن الأهمية بعلم الكيمياء معرفة ارتباط الذرات مع بعضها البعض لتكوين هذه التجمعات.

فقد ترتبط ذرتان لتكونا جسماً واحداً ذا بناءً خاصٍ به يعرف بالجزيء (مثل جزيئة الهيدروجين)، وقد ترتبط مئات الألوف من الذرات لتكوين جزيئاً واحداً (مثل جزيئة البروتين)، وقد ترتبط جميع الذرات في قطعة من المادة فتشكل شبكة متصلة (كقطعة من فلز: نحاس، حديد، أو بلورة من ملح كملح الطعام).

وقد قادت حقيقة ارتباط معظم الذرات معاً سواء أكانت في العناصر أم في المركبات العلماء إلى البحث عن تفسيرات لهذه المشاهدات التي أثبتتها التجارب ووضع النظريات والفرضيات التي تفسر سبب ارتباط الذرات والدافع الذي يقودها إلى الترابط، ومن هذه الفرضيات:

١ – تجاذب الأجسام يخفض طاقتها:

توجد أنواع من القوى التي تجعل جسمين ينجذبان إلى بعضهما البعض مثل سقوط الأجسام نحو الأرض بتأثير قوة الجاذبية الأرضية، وانجذاب الحديد نحو أقطاب المغناطيس بتأثير القوة المغناطيسية، وانجذاب قصاصات الورق نحو قضيب بلاستيك مدلوك بالصوف بفعل الجذب الكهرسكوني.

وهنالك قوة تجاذب بين الإلكترونات والنواة تخضع لقانون كولوم للجذب

الكهربائي وينص هذا القانون على أن: "القوة المتبادلة بين شحنتين نقطيتين تتناسب طردياً مع حاصل ضربهما وعكسياً مع مربع المسافة بينهما".

$$\text{القوة} = \text{ثابت} \times \frac{\text{كمية الشحنة الأولى} \times \text{كمية الشحنة الثانية}}{\text{مربع المسافة بين الشحنتين}}$$

فـالقوة التي تعمل على بقاء الإلكترونات في الذرة هي قوة الجذب بينها وبيـن النواة وبسبب هذه القوة فإن الذرة لن تفقد أياً من إلكتروناتها إلا إذا تغلبت قـوة خارجـية على قوة الجذب هذه وانتزعت منها الإلكترون، ويتطلب انتزاع الإلكـترونات تـزويد الـذرة بطاقـة كافية، ويخفض التجاذب من طاقة وضع الإلكترون مما يؤدي إلى حالة استقرار كما في الشكل (٢-٢).

٢- تجاذب الأجسام يؤدي إلى ترابطها:

تمـتلك الـذرات المسـتقلة طاقة معينة تعتمد على قوى التجاذب وقوى التـنافر بين مكوناتها المشحونة (الإلكترونات والنواة) فالإلكترونات تتجاذب مع النواة وتتنافر مع بعضها.

ولكن الذرات لا تكون مستقلة في العناصر أو المركبات بل تكون مجمعة وقريبة، وتؤثر في بعضها، لذلك لا تعتمد طاقة أي ذرة على إلكتروناتها ونواتها فقـط بل تعتمد كذلك على إلكترونات وأنوية الذرات المجاورة لها، فإذا اقتربت ذرتـان مـن بعضهما وأدى تقاربهما إلى حدوث تنافر بينهما وازدادت طاقتهما فإنهما تفترقان لتتخلصا من الطاقة الزائدة، وإذا اقتربت ذرتان ونتج من اقترابهما نقـص فـي الطاقـة فإنهما ستحافظان على هذا الاقتراب، وتبقيان قريبتين من بعضـهما فتكون الذرتان في هذه الحالة مرتبطتان ببعضهما ولن تنفصلا إلا إذا زودتا بطاقة تعوض النقص الذي حصل نتيجة ترابطهما، الشكل (٢-٣).

٣- الترابط والنشاط الكيميائي:

ان التفاعل الكيميائي بين ذرات العناصر يعني تكوين روابط (أواصر)

بينها، فتفاعل الصوديوم مع الكلور يعني ترابط ذراتهما ببعضها، واحتراق الكربون يؤدي إلى ترابط ذراته بذرات الأوكسجين.

فالنشاط الكيميائي لعنصر ما هو الدافع لدى ذراته لتكوين روابط، والإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير هي المسؤولة عن تكوين الروابط بين الذرات.

ومن المعلوم أن الغازات النبيلة (الخاملة) ليس لها استعداد للترابط معاً فتبقى ذراتها منفصلة ومستقلة في العنصر، ويتبع ضعف النشاط هذا صعوبة في تكوين الروابط ما بين الذرات.

فتوزيع الإلكترونات في ذرات هذه العناصر يظهر أن المستوى الرئيس الأخير للطاقة يكون ممتلئاً بالإلكترونات، ويؤدي التوزيع الإلكتروني في ذرات الغازات النبيلة إلى استقرار هذه الغازات وبالتالي إلى خمولها الكيميائي وثباتها، ويرتبط هذا الثبات بالطاقة المنخفضة، حيث تسعى الذرات للوصول إلى وضع تكون فيه طاقتها أقل ما يمكن فتكون بذلك أكثر ثباتاً.

الآصرة الكيميائية:

هي قوى كيميائية تربط بين الذرات نتيجة ميل الذرات غير المشبعة لملئ مداراتها (أغلفتها) الإلكترونية وبلوغ نظام إلكتروني أكثر استقراراً مشابه للبناء الإلكتروني للعناصر النبيلة.

إن عملية تكوين آصرة كيميائية بين ذرتين تكون مصحوبة دائماً بتحرر طاقة فمثلاً اتحاد الكربون بالأوكسجين وتكوين أحادي أوكسيد الكربون وثنائي أوكسيد الكربون حيث تتحرر طاقة، ويعبر عن هذه الطاقة عادة بالكيلو حريرة للجزيء الغرامي وهي الطاقة المتحررة عند تشكل عدد أفوكادرو ٦,٠٢٣,١٠^{٢٣} من الأواصر.

$$C + O_2 \longrightarrow 2CO + 2\text{طاقة}$$

$C + O_2 \longrightarrow CO_2 +$ طاقة

شروط تكون الأواصر:

يعتمد نشوء أي نوع من الأواصر على:

١-الترتيب الإلكتروني للذرات (موقعها في الجدول الدوري).

٢-علـــى قيمة كهروسلبيتها (أي على مدى استعدادها لقبول الإلكترونات أو المساهمة بها).

وقـــبل أن نلقـــي نظرة تفصيلية لكل نوع من الأواصر يجب أن نعرف طـــول الآصرة: وهو البعد بين نواتي ذرتين مرتبطتين حيث تقاس بالانغستروم، والطاقـــة المتحررة، أما الزاوية التي تنشأ بين الخطين المارين في نواتي ذرتين مرتبطتين فتسمى زاوية آصرتين.

أنواع الأواصر:

يمكن أن تتشكل الأواصر البسيطة والتي نميز ثلاثة أنواع منها:

١-الآصرة الأيونية.

٢-الآصرة التساهمية.

٣-الآصرة الفلزية.

وبالإضافة إلى الأواصر أعلاه تتشكل روابط من الدرجة العالية والمسماة بالمعقدات.

١-الآصرة الأيونية:

هـــي قوة جذب كهربائية تربط بين أيونين مختلفين في الشحنة. وتتكون الآصرة الأيونية بين الفلزات التي تفقد ذراتها الإلكترونات وتتحول إلى الأيونات الموجـــبة، وبيـــن (اللافلـــزات) التـــي تكتسب ذراتها الإلكترونات وتتحول إلى الأيونات السالبة، حيث يتجاذب الأيون الموجب مع الأيون السالب بسبب اختلاف الشحنة الكهربائية التي يحملانها بقوة، وتدعى قوة التجاذب بالآصرة الأيونية.

وتفقد ذرات العناصر الفلزية الإلكترونات للوصول إلى حالة الإشباع (حالة الاستقرار)، وكذلك الحال بالنسبة إلى اكتساب ذرات العناصر الفلزية للإلكترونات هو أيضاً للوصول إلى حالة الإشباع والاستقرار عن طريق ملئ المدارات الخارجية بالإلكترونات وبلوغ الترتيب الإلكتروني المشبع للعناصر النبيلة.

وتتمثل الآصرة الأيونية في المركبات الأيونية، ولكي نمثلها علينا أن نتعرف سلوك المادة التي تتشكل من ترابط الذرات، إذ يوجد الكثير من المركبات التي توصل محاليلها المائية أو مصاهيرها التيار الكهربائي، ومثل هذا السلوك لن يتأتى إلا إذا أمكن تفكك المادة إلى دقائق مشحونة – أيونات موجبة وأيونات سالبة – وهذه الأيونات ترتبط ببعضها البعض بالآصرة (أو الرابطة) الأيونية، والمركب الذي يتكون من تجمع أيونات موجبة مع أيونات سالبة يعرف بالمركب الأيوني، ومن الأمثلة البارزة على هذا النوع من المركبات مركب كلوريد الصوديوم ($NaCl$) (ملح الطعام).

وتتشكل بلورة من ملح الطعام من تجمع عدد كبير جداً من أيونات الكلوريد السالبة (Cl^-) وأيونات الصوديوم الموجبة (Na^+) بنسبة أيون سالب إلى أيون موجب، لاحظ الشكل (٢-٤) والصيغة $NaCl$ لكلوريد الصوديوم لا تمثل جزيئاً، بل تعبر عن نسبة الأيونات إلى بعضها البعض، وتتجاذب الأيونات في بلورة الملح (أيونات الصوديوم مع أيونات الكلوريد) بقوى كهربائية إذ تبقى الأيونات المختلفة في الشحنة بجوار بعضها بعضاً ولا تغادر مواقعها إلا إذا أثرت فيها قوة أكبر من قوة الجذب بينها، فالملح الصلب لا يوصل التيار الكهربائي لأن الآصرة الأيونية القوية بين أيوناته لا تسمح لها بالحركة، أما إذا صهر الملح أو أذيب في الماء، فإن الأيونات يصبح لديها طاقة عالية فتتمكن من التغلب على التجاذب بينها، فتتحرك عند مرور تيار كهربائي فيها شكل (٢-٤).

تكوّن الآصرة الأيونية:

عند تجاور أيونات موجبة وأيونات سالبة تتجاذب مع بعضها بقوة تعمل علـــى جعلها مجتمعة ومرتبة في بناء خاص بها، ففي مركب كلوريد الصوديوم مثلاً تنشأ آصرة أيونية بين أيون الكلوريد وأيون الصوديوم عندما يلقي الأيونان.

وفـــي الحالات التي تلتقي فيها أيونات موجبة مع أيونات سالبة ويحدث تعـــادل للشحنات فإن الآصرة بينها لا تعتبر آصرة أيونية، ومثال ذلك ما يحدث عـــند الـــتقاء أيونـــات H^+ (من حامض) مع أيونات OH^- (من قاعدة) فتتكون جزيئات الماء.

$$H^+ + OH \longrightarrow H-OH$$

وتكـــون الأواصر في هذه الحالة ليست أيونية لأن الآصرة الأيونية هي التي تكون بين الأيونات التي لا تخسر شحنتها.

مثال (١):

التآصر الأيوني لليثيوم والفلور، العدد الذري لليثيوم ٣ وللفلور ٩.

عدد (e) لليثيوم (Li) = ٣، عدد (e) للفلور (F) = ٩.

لأن العدد الذري = عدد الإلكترونات e

- تحتوي ذرة الليثيوم على إلكترون واحد في مداره الخارجي (حيث تفقد الـــذرة إلكـــترونها الخارجي وتتحول إلى أيون الليثيوم Li^{1+}) لتتشبع الذرة بمدار واحد يحتوي إلكترونين.
- تحتوي ذرة السفلور على سبعة إلكترونات في مدارها الخارجي (حيث تكتســـب إلكـــتروناً واحداً من ذرة الليثيوم الفاقدة لإلكترونها الخارجي) ليصـــبح عـــدد الإلكترونات في مدارها الثاني (٨) أي تصل إلى حالة الإشباع والاستقرار.

مثال (٢):

التآصر الأيوني بين الليثيوم (٣) والأوكسجين (عدده الذري ٨).

تحتوي ذرة الأوكسجين على (٦) إلكترونات في مدارها الخارجي (الثاني) فهي تحتاج إلى إلكترونين فقط لامتلاء هذا المدار، حيث تحصل على هذين الإلكترونين من ذرتي ليثيوم (كل ذرة ليثيوم تفقد إلكترون واحد فقط) من مدارها الخارجي وبذلك تصل ذرة الأوكسجين إلى حالة الإشباع وتتحول إلى الأيون السالب O^{-2} وذرتي الليثيوم إلى الأيون الموجب (Li^{+1}, Li^{1+}).

متى تلتقي الأيونات وتتآصر ؟

إذا وجدت أيونات موجبة وأخرى سالبة في مذيب كالماء مثلاً فإنها ستبقى منفصلة لا آصرة بينها، وعند إزالة المذيب بالتبخر مثلاً فإنها تتجمع وتنشأ بينها أواصر أيونية، وفي هذه الحالة تتكون الآصرة الأيونية بين جسيمات (هي موجودة أصلاً) على شكل أيونات تمكنت من التجمع بعد أن زالت جزيئات المذيب التي كانت تحجزها عن بعضها.

أما المواد الأيونية القليلة الذائبية فإن المذيب يعجز عن إبعاد جميع أيوناتها عن بعضها بعضاً، فإذا أدخلت أيوناتها في وعاء واحد فإنها ستنفصل عن المذيب وتتجمع على شكل بلورات صلبة ذات أواصر أيونية، ومن الأمثلة على هذه المركبات (كربونات الكالسيوم) فعند إضافة محلول كلوريد الكالسيوم إلى محلول كربونات الصوديوم يترسب معظم المركب الأيوني كربونات الكالسيوم.

$$2NaCl^{-2} + CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow Ca^{+2}\,CO$$

إن ما يلزم لتكوين الأواصر الأيونية بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة التي تكون متوافرة هو التقاؤها ببعضها وعدم انفصالها.

وتتكون الأواصر الأيونية بين عناصر يكون لديها ميل لفقدان الإلكترونات وتكوين أيونات موجبة، مثل عناصر المجموعتين الأولى والثانية من الجدول

الدوري وأخرى لديها ميل لاكتسابها وتكوين أيونات سالبة مثل عناصر المجموعتين السادسة والسابعة، ومن المركبات الأيونية المهمة تلك الأكاسيد التي تنتج من تفاعل عناصر فلزية نشيطة مثل: Na, Mg, Al, K مع الأوكسجين حيث يكون الأوكسجين فيها سالب الشحنة والفلز موجب الشحنة، وكذلك مركبات الهاليدات الناتجة من تفاعل الفلزات النشيطة مع الهالوجينات (فلور، كلور، بروم، يود).

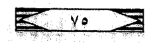
ويعتمد الميل إلى اكتساب الإلكترونات أو خسارتها على توزيع الإلكترونات في الذرات وتحديداً إلى عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير، وبعد ذلك المستوى عن النواة.

وبشكل عام يمكننا التنبؤ بميل الذرات إلى اكتساب أو فقدان إلكترونات من القواعد الآتية:

١- كلما ازداد بُعد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير عن النواة ازداد ميل الذرة إلى فقدان إلكتروناتها والتحول إلى أيونات موجبة، فميل البوتاسيوم لفقدان إلكترون (رقم مستوى الطاقة الأخير: ٤) أكبر من ميل الصوديوم (رقم مستوى الطاقة الأخير: ٣).

٢- تميل الذرة إلى فقدان إلكترون وحتى ثلاثة إلكترونات إن أدى ذلك إلى توزيع إلكتروني يشبه التوزيع في الغاز النبيل، فالصوديوم يفقد إلكتروناً والألمنيوم يفقد ثلاثة إلكترونات ليصبح توزيع الإلكترونات في أيوناتها الموجبة كما في ذرة النيون، ويقل الميل لفقدان الإلكترونات بزيادة عدد إلكترونات المستوى الأخير.

٣- تميل الذرة إلى اكتساب إلكترون إلى ثلاثة إلكترونات أن أدى ذلك إلى توزيع يشبه التوزيع الموجود في الغاز النبيل، فذرة الفلور تكتسب إلكتروناً واحداً، وذرة الأوكسجين تكتسب إلكترونين وذرة النيتروجين تكتسب ثلاثة إلكترونات، وبذلك يصبح توزيع الإلكترونات في أيوناتها



السالبة مشابهاً لتوزيعها في ذرة النيون أيضاً. ويزداد الميل لاكتساب الإلكترونات بزيادة عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير.

٤- يعتمد ميل الذرة إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدانها (لتكوين الأيونات) على موقعها في الجدول الدوري، والجدول التالي يمثل مقارنة بين بعض العناصر في الجدول الدوري من حيث قابليتها لاكتساب الإلكترونات وفقدانها وتكوين أواصر أيونية:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	O
Li			عناصر تتفاعل ولكنها لا تميل إلى الاكتساب أو الفقدان	N	O	F	غازات نبيلة لا تميل إلى التفاعل إلا تحت ظروف صعبة
Na	Mg	Al		P	S	Cl	
K	Ca				Se	Br	
Rb	Sr				Te	I	
Cs	Ba						

٥- لا تتكون الآصرة الأيونية إلا إذا كانت إحدى الذرتين المرشحتين للارتباط لها قابلية للفقدان والأخرى لها قابلية للاكتساب.

فمثلاً: إذا تفاعل الفلور مع الليثيوم تكونت بينهما آصرة أيونية، أما إذا تفاعل الفلور مع الكربون فلن تتكون بينهما آصرة أيونية.

كيف تمثل تكوّن الأيونات؟

تنشأ الآصرة الأيونية من تجاذب الأيونات الموجبة والأيونات السالبة، وتمثل كيفية تكون هذه الأيونات كما في الشكل التالي: (٢-٦) والذي يمثل كيفية تكوّن أيونات الفلوريد وأيونات الليثيوم عند التقاء ذراتهما.

ويدل هذا التمثيل على أن ذرة الليثيوم قد فقدت إلكتروناً من مستوى طاقتها الأخير وبقي فيها إلكترونان يملآن مستوى الطاقة الأول، فيصبح التوزيع الإلكتروني لأيون الليثيوم كما في ذرة عنصر الهليوم النبيل، وأن ذرة الفلور قد اكتسبت إلكتروناً دخل إلى مستوى الطاقة الأخير فيها فيصبح التوزيع الإلكتروني

لأيون الفلوريد كما في ذرة عنصر النيون النبيل، وبذلك يتجاذب الأيونان وتنشأ بينهما آصرة أيونية.

ويؤكـد التمثـيل بالرسـم أن الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير هي التي تقرر سلوك الذرات، إذ أن الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الداخلية لا تتأثر، لذلك يكتفى برسوم تبين إلكترونات المستوى الأخير فقط وهي الإلكترونات التي تقرر ذرية العنصر.

وتسـمى طـريقة التمثيل هذه برموز لويس، إذ يشار إلى الإلكترون في مسـتوى الطاقة الأخير بنقطة توضع على رمز العنصر، فذرة الهيدروجين تمثل بـ $\dot{H}$ والكالسيوم بـ $\dot{Ca}$ ويدل عدد النقاط على رقم المجموعة في الجدول الدوري.

وهذه الرسوم لا تدل على الأشكال التي تترتب فيها الذرات والأيونات في المواد المتفاعلة والناتجة بل تشير إلى ما نفترضه عن كيفية تكون الأيونات من الـذرات، ففلوريـد الليثيوم (LiF) تتخذ بلوراته شكلاً هندسياً تكون فيه أيونات الفلوريد محاطة بأيونات الليثيوم، وأيونات الليثيوم محاطة بأيونات الفلوريد، في حين يتكون الفلور من جزيئات (F_2)، وتترابط ذرات الليثيوم في قطعة منه على شكل شبكة تجمع كل الذرات الموجودة في القطعة، لاحظ الشكل (٢-٨).

وبشـكل عـام فـإن العناصر الموجودة في الجهة اليسرى من الجدول الدوري (أي المجموعات الأولى، الثانية والثالثة) ذات جهد تأين منخفض.

٢-الآصرة التساهمية (المشتركة):

تنشـأ الآصرة الأيونية بين الفلزات واللافلزات ولكن هل يمكن أن ينشأ ارتباط بين اللافلزات فقط ؟.

أن الهـيدروكربونات تتكون من اللافلزات، حيث تميل ذرات الكربون والهيدروجين لكسب الإلكترونات، ولكن كيف يتم الارتباط بين ذرات الكربون

والهيدروجين في الهيدروكربونات ؟

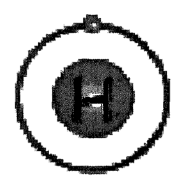
وكيف يمكن أن تكسب كلا الذرتين إلكترونات لتصبح مداراتها الأخيرة مكتملة بالإلكترونات ؟

إن كـــلا الذرتيـــن يمكـــن أن تكســـبا إلكترونات عن طريق المشاركة بالإلكـــترونات، ويتم ذلك بأن تتداخل مداراتها وتشارك ببعض إلكتروناتها إلى أن تصبح مداراتها مكتملة بالإلكترونات.

تنشـــأ الآصـــرة التســـاهمية عـــن طريق تشارك ذرتين من اللافلزات بالإلكـــترونات، وتـــتكون بيـــن ذرات العناصـــر ذات الكهروسلبية العالية نسبياً (اللافلزات) أو التي تتساوى كهروسلبيتها أو تختلف اختلافاً قليلاً، ويكون الفرق في الكهروسلبية بين الذرتين المشتركتين صفر (أو أقل من ٠,٤).

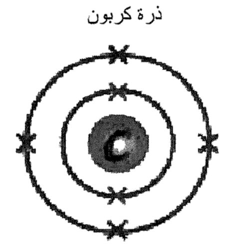
ولنلقـــي نظرة على أبسط الهيدروكربونات وهو الميثان. فصيغة الميثان كما نعلم هي CH_4.

ذرة هيدروجين



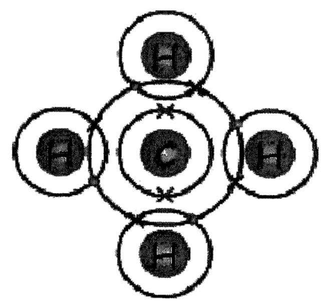
تحـــتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد، يمتلئ المدار الأخير لـــذرة الهيدروجيـــن إذا اكتســـبت إلكـــترون. (حيث أن المدار الأول يتسع لإلكترونين فقط).

ذرة كربون

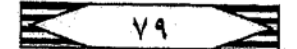


تحتوي ذرة الكربون على (٤) إلكترونات في مدارها الأخير، فهي بذلك تميل لكسب (٤) إلكترونات لإكمال مدارها الأخير. (حيث أن المدار الثاني يتسع لـ (٨) إلكترونات).

يتداخل مدار ذرة كربون واحدة مع مدارات (٤) ذرات هيدروجين على النحو التالي:

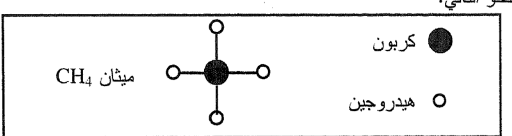


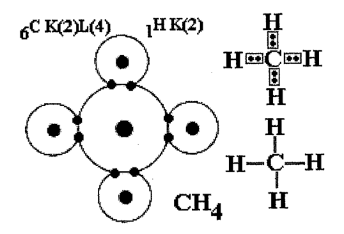
نحسب عدد الإلكترونات في المدار الأخير لكل من الكربون والهيدروجين بعد حدوث التداخل نجد أن مداراتها أصبحت مكتملة



بالإلكترونات ونلاحظ أن المدار الأخير في ذرة الكربون يحتوي على (٨) إلكترونات كما نلاحظ أن المدار الأخير في كل ذرة هيدروجين تحتوي على إلكترونين، وبهذا الترتيب تكون ذرات الكربون والهيدروجين أكثر استقراراً.

ويمكن توضيح الأواصر التساهمية الأحادية المتشكلة في الميثان على النحو التالي:





فالآصرة التساهمية هي قوة ربط تنشأ بين ذرتين نتيجة مشاركتهما بزوج إلكتروني واحد أو أكثر، أي أن الآصرة التساهمية تنتج عن إشراك زوج من الإلكترونات بين ذرتين كل منهما تساهم بإلكترون واحد، وتتكون بين ذرات عناصر من نفس النوع مثلاً بين ذرتي (H – H)، (Cl — Cl)، (F – F)، وتمثل بوضع نقطتين تمثل كل نقطة إلكترون: H:H أو بخط مستقيم H-H

فعند توصيل محلول مركب أو مصهوره للتيار الكهربائي فذلك يدل على وجوده بشكل أيونات ترتبط ببعضها بآصرة أيونية، وعليه يمكننا أن نفترض عدم

وجـــود أيونـــات في المركبات الكثيرة التي لا توصل التيار الكهربائي، فالتوصـــيل الكهربائـــي هـــو ســـلوك مناسب للكشف عن الآصرة الأيونية في المركبات.

ويمكـــن أن تكـــون الآصرة التساهمية بين ذرتين من نفس نوع العنصر اللافلـــزي لتكوين جزيئة العنصر أي بين ذرتي H, O, N, Cl, F, Br, I، كما يمكـــن أن يكـــون بيـــن الذرتيـــن المتآصرتين أكثر من آصرة تساهمية واحدة (مزدوجة أو ثلاثية) وهذا يعتمد على الترتيب الإلكتروني الخارجي.

مثال:

الآصرة التساهمية بين:

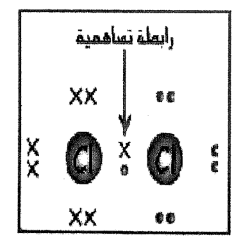
$$H0 + 0H \longrightarrow H\text{-}H \quad \text{أو} \quad H{:}H$$

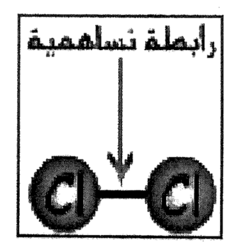
الفرق في الكهروسلبية: ٢,٢ ٢,٢ = صفر

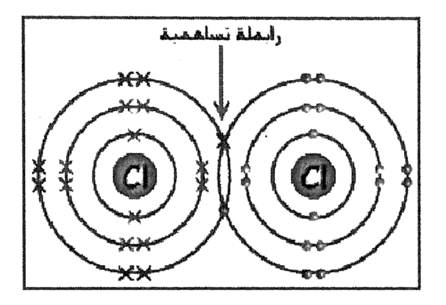
ومن الأمثلة الأخرى على الآصرة التساهمية، تلك التي تنشأ بين ذرتي الكلور في جزيء Cl_2، حيث أن غاز الكلور لا يوجد على شكل ذرات مستقلة.

نعلـــم بـــأن المدار الأخير في ذرة الكلور يحتوي على (٧) إلكترونات، وهي بذلك تحتاج لإلكترون واحد لإكمال مدارها وإشباعه بالإلكترونات.

انظر إلى المخطط الآتي والذي يبين جزيء الكلور Cl_2.

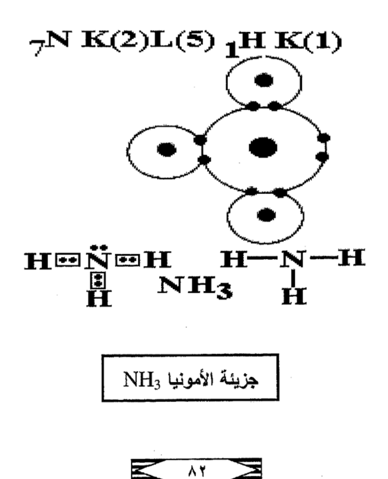






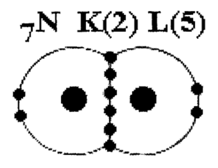
نحســب عدد الإلكترونات في المدار الأخير في كل ذرة كلور، نجد أن كل ذرة تحتوي على (٨) إلكترونات في مدارها الأخير، وبذلك تكون كل ذرة قد أشبعت بالإلكترونات.

أمثلة:



جزيئة الأمونيا NH_3

$_7N$ K(2) L(5)



:N⋮⋮⋮N: N≡N N_2

جزيئة ثنائي الآزوت N_2

وتسمى المركبات التي لا توصل محاليلها أو مصاهيرها التيار الكهربائي **المركبات الجزيئية** إذ تتآصر في كل مركب أنواع معينة من الذرات وبأعداد محددة لتكون جزيئاً، والجزيء هو الوحدة الأساسية التي تقرر صفات المركبات الجزيئية وسلوكها.

أ- المركبات الجزيئية:

هناك الكثير من المركبات الجزيئية كالماء وثاني أوكسيد الكربون، والسكر وتمثل جزيئاتها بصيغ جزيئية مثل H_2O للماء، و $C_{12}H_{22}O_{11}$ لسكر المائدة، ويمكننا من صيغة الماء H_2O معرفة أن ذرة من الأوكسجين قد ارتبطت بذرتين من الهيدروجين في بناء محدد نسميه جزيئاً، ويتميز هذا الجزيء عن جزيء أي مادة أخرى.

ومادة الماء هي عبارة عن تجمع أعداد كبيرة جداً من جزيئات الماء، حيث أن الغرام الواحد منها يحتوي على ما يقارب ٣,٣ × ١٠ ^٢٢^ جزيء ماء.

وتترتب جزيئات الماء في الحالة الصلبة (الجليد) بشكل بلورات ذات شكل محدد يكون فيها جزيء الماء هو وحدة البناء، وتتجمع جزيئات الماء في الحالة السائلة في شكل غير محدد، وتتحرك في أنحاء السائل ولكنها تبقى جزيئات.

وتتحرك الجزيئات في الحالة الغازية (بخار الماء) مبتعدة عن بعضها البعض في فراغ واسع ولكنها تبقى أيضاً جزيئات.

ب- الأواصر في جزيئات العناصر:

إن كل أيون في المركبات الأيونية (سواء تشكل نتيجة اكتساب أو فقدان إلكترونات) يصبح عدد الإلكترونات في مستوى طاقته الأخير كما في الغاز النبيل في الغالب، مما يدل على ثبات الأيون واستقراره، ويستقل كل أيون بإلكتروناته، فهي تنتمي إليه جميعها وتتجاذب مع نواته.

وتكوين الأيونات هذا غير متاح لجميع العناصر فقد يصعب على بعض ذرات العناصر أن تفقد أو تكتسب إلكترونات في المستوى الأخير لتصل إلى وضع يشبه ذرات عنصر نبيل، فمثلاً ذرة الكربون توجد في مستوى طاقتها الأخير أربعة إلكترونات يصعب فقدها جميعها لتصل الذرة إلى توزيع يشبه توزيع عنصر نبيل، وكذلك يصعب عليها أن تكتسب أربعة إلكترونات أخرى ليصبح عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ثمانية، لذلك لا نتوقع أن يرتبط الكربون مع ذرات عناصر أخرى بآصرة أيونية.

ولكي تصل الذرات إلى حالة الاستقرار دون فقدان أو اكتساب إلكترونات فإن الذرات تتشارك في إلكترونات المستوى الأخير.

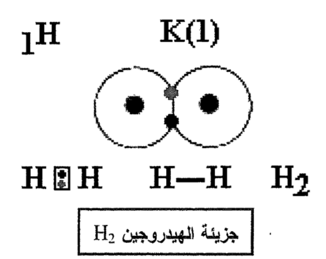
وتتكون الآصرة التساهمية بين ذرات العناصر اللافلزية فقط، فلا يوجد فقدان أو اكتساب للإلكترونات (أي لا تتحول الذرات إلى أيونات) إذ أن كل ذرة تشترك بإلكترون واحد أو أكثر لتكوين زوج إلكتروني واحد أو أكثر، وكل زوج إلكتروني يمثل آصرة تساهمية، ويرمز له بخط مستقيم (-) أو (:) توضع بين الذرتين المشتركتين.

ويحسب الزوج الإلكتروني مرة للذرة الأولى ومرة للذرة الثانية أي ضمن عدد الإلكترونات الخارجية لكل ذرة مشتركة.

مثال (١):

التآصر التساهمي بين ذرتي هيدروجين (عدده الذري = ١).

عدد e = ١ حيث تحتوي كل ذرة هيدروجين في مدارها الخارجي على إلكـــترون واحد فتتحد الذرتان باشتراكهما بالإلكترونين مكونتين آصرة تساهمية، فتصبح كل ذرة محتوية في مدارها الخارجي على إلكترونين (أي ممتلئ) ليكون أكثر استقراراً فتتكون بذلك جزيئة هيدروجين.



جزيئة الهيدروجين H_2

ملاحظة:

إذا كان المدار الخارجي للذرة الثاني أو الثالث واحتوى على:

أ- ١، ٢، ٣ إلكترون فإن الذرة تفقد إلكترونات وتتحول إلى الأيون الموجب.

ب- ٥، ٦، ٧ إلكـــترون فـــإن الذرة تكتسب إلكترونات وتتحول إلى الأيون السالب.

ج- عند وجود ٤ إلكترونات في المدار الثاني أو الثالث فإن الذرة لا تفقد ولا تكتسب إلكترونات، بل تشارك في تكوين آصرة تساهمية.

١- الآصرة المشتركة الأحادية:

يكـــون عنصر الهيدروجين موجوداً على شكل جزيئات ويتألف كل منها مـــن ذرتين، وتحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد في المستوى الأخير

للطاقة الوحيد، ولكي تستقر هذه الذرة ويمتلئ مستوى طاقتها كذرة العنصر النبيل الهيليوم فإنها تحتاج إلى إلكترون، ولن يتيسّر لها هذا من ذرة هيدروجين مجاورة لأن الذرة الأخرى لا تستغني عن إلكترونها، لذلك ينجذب إلكترون كل منهما إلى نواة الأخرى عند اقتراب الذرتين من بعضهما، وبهذا ستشترك نواتا الذرتين في جــذب الإلكترونيــن في وقت واحد، وكل نواة تجذب الإلكترونين بقوة أكبر من جذبها لإلكترون واحد.

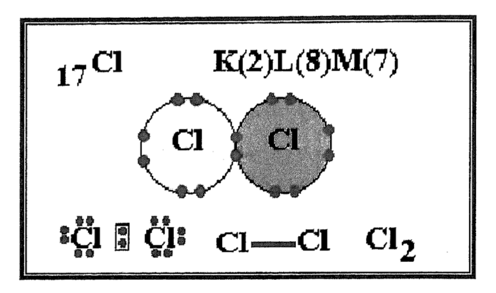
وبهــذه الطــريقة تكون كل ذرة قد شاركت إلكترون الذرة الأخرى وامــتلأ مســتوى طاقــتها الأخير بإلكترونين وأصبحت كذرة الغاز النبيل الهليوم.

وهذا التجاذب بين الإلكترونين وكلتا النواتين الذي أدى إلى انخفاض الطاقــة لا يــتحقق إلا إذا بقيــت الذرتــان قريبتين من بعضهما أي بقيتا مجتمعتين.

وهــذا الــتقارب يعني التآصر، فالآصرة التي تنشأ من اشتراك نواتي ذرتين في جذب إلكترونين هي الآصرة المشتركة.

ويمكــن تطبــيق مــا عرفــناه عن تكون الآصرة المشتركة بين ذرتي هيدروجين لتوضيح الآصرة بين أي ذرتين، ومثال ذلك الآصرة بين ذرتي كلور في جزيء الكلور (Cl_2) والتي يمكن تمثيلها بناء على رموز لويس.

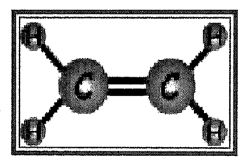
فــنعرف أولاً عــدد إلكــترونات مستوى الطاقة الأخير في ذرة الكلور ونســتخدم لذلــك رمز لويس وهو للكلور (Cl)، ثم نحدد عدد الإلكترونات التي تحتاج إليها ذرة الكلور للوصول إلى الاستقرار وهو هنا (واحد)، وللحصول عليه تتشــارك مــع ذرة كلور أخرى فتقدم كل منهما إلكتروناً ويدخل الإلكترونان في الحساب لكلتا الذرتين فتتشكل بين الذرتين آصرة مشتركة واحدة:



جزيئة ثنائي الكلور Cl_2

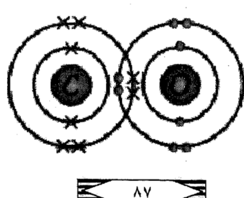
الروابط المشتركة الثنائية والثلاثية:

ترتبط ذرتي الكربون في جزيء الإيثين C_2H_4 بآصرة ثنائية.



يحتوي جزيء الإيثين على آصرة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون.

والأوكسجين من الجزيئات الأخرى التي تحتوي على آصرة ثنائية، انظر إلى المخطط التالي:



يعتبر كل زوج من الإلكترونات في منطقة التداخل آصرة تساهمية أحادية.

يوجد عنصر الأوكسجين على شكل جزيئات (O_2) ولمعرفة طبيعة الترابط بين ذرتي جزيء الأوكسجين، نبدأ أولاً بمعرفة التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير في ذرة الأوكسجين.

وهذا التوزيع يبين أن ذرة الأوكسجين بحاجة إلى إلكترونين ليمتلئ مستوى طاقتها الأخير وتصل إلى وضع الثبات والاستقرار ويمكن أن يتحقق لها ذلك عندما تشترك ذرة أخرى بإلكترونين فيتكون بينهما تآصر يعرف بالآصرة الثنائية.

ولهذا تسمى الآصرة بين ذرتي الأوكسجين بالآصرة الثنائية.

ج- الأواصر في المركبات الجزيئية:

استعرضنا سابقاً كيفية تشكل الأواصر المشتركة بين الذرات في العنصر الواحد، أي أن الذرتين المرتبطتين هما من العنصر نفسه ولهما نفس التركيب الذري، ونفس التوزيع الإلكتروني، ولكن معظم المواد المكونة من جزيئات هي مركبات ترتبط فيها ذرات من عناصر مختلفة، وتمثل الأواصر بين هذه الذرات في جزيئات المركبات.

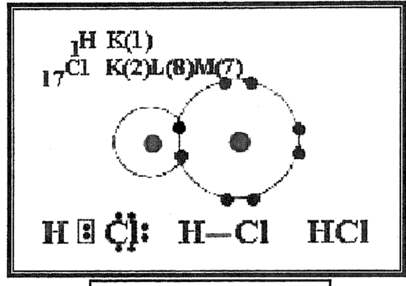
أمثلة:

الرابطة بين الهيدروجين والكلور:

لذرة الكلور ميل جيد لاكتساب إلكترون لتصبح أيون كلوريد ولكن ليس لذرة الهيدروجين ميل لفقدان إلكترون، ولذلك فإنهما يرتبطان معاً عن طريق المشاركة بالإلكترونات.

ويوضح الرسم التالي الآصرة بين ذرة كلور وذرة هيدروجين وهو لا يُعبّر عن التفاعل الحقيقي بين عنصر الكلور(Cl_2) وعنصر الهيدروجين (H_2)

حيـــث إن التمثيلات التي وردت لتوضيح الآصرة الكيميائية ليس معادلة كيميائية تبين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، بل هو فقط تمثيل للآصرة المشتركة وكيفية تكونها.

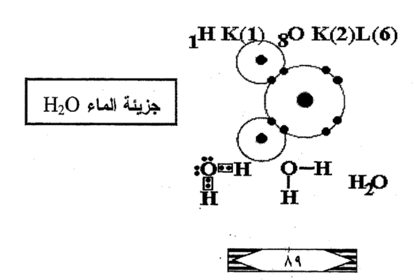


جزيئة كلوريد الهيدروجين HCl

الرابطة بين الهيدروجين والأوكسجين في جزيء H2O:

يبيـــن رمز لويس لذرة الأوكسجين إمكانية مشاركتها بإلكترونين أي تكويـــن آصـــرتين مشتركتين مع ذرتي الهيدروجين ويمكن تمثيل ذلك على النحو الآتي:

$$H + O + H \longrightarrow H\ O\ H$$



جزيئة الماء H_2O

الآصرة بين الكربون والأوكسجين في جزيء CO2:

بالـــرغم من أن ذرة الأوكسجين تميل إلى اكتساب إلكترونين إلا أن ذرة الكربون هنا ليس لها قابلية لفقدان إلكترونات ولا لاكتسابها لذلك تتشارك الذرتان بالإلكترونات.

نلاحـــظ في الأمثلة السابقة أن عدد أزواج الإلكترونات التي تشترك فيها ذرة مـــا يســاوي عدد الإلكترونات التي تلزم تلك الذرة ليصبح مستوى طاقتها الأخير ممتلئاً، فذرة الهيدروجين تشارك بإلكترون واحد لأنها بحاجة إلى إلكترون واحـــد ليمتلـــئ مســـتوى طاقتها الأخير، وذرة الفلور بحاجة إلى إلكترون أيضاً ليمتلـــئ مســـتوى طاقتها الأخير لذلك تشارك بإلكترون واحد أي ترتبط برابطة أحادية، ولنفس السبب تشارك ذرة الأوكسجين بإلكترونين وذرة الكربون بأربعة إلكترونات وذرة النيتروجين بثلاثة إلكترونات.

أن أغلـــب الـــذرات تتشـــارك بإلكترونات للوصول (نتيجة الترابط) إلى ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الأخير في الذرة.

وتسمى هذه القاعدة بقاعدة الثمانية وتنطبق على كثير من الأمثلة الشائعة ولكـــنها لا تنطـــبق علـــى جميع الحالات فمثلاً ذرة الكبريت تنطبق عليها قاعدة الثمانية في جزيء H_2S ولكنها تتجاوزها في جزيء SF_6 (اثنا عشر إلكتروناً)، وكذلك يتفق الفسفور مع القاعدة في جزيء PCl_3، ويتجاوزها في PCl_5 (عشر إلكترونات)، كما أن ذرة البريليوم في جزيء BeF_2 يكون في مستواها الأخير ٤ إلكترونات.

٢- الآصرة التساهمية المستقطبة:

هـــي آصـــرة تســـاهمية غـــير نقية حيث تمتلك نسبة معينة من الصفة التســـاهمية ونســـبة معيـــنة مـــن الصفة الأيونية وتنشأ عندما يكون الفرق في الكهروسلبية للذرات كبير نسبياً ما بين (٠,٤ ٢) حيث يكون الزوج الإلكتروني

المكـــون للآصرة منجذباً نسبياً إلى الذرة ذات الكهروسلبية الأعلى فتتولد شحنة جزئـــية سالبة δ^- ، وأبعد نسبياً عن الذرة ذات الكهروسلبية الأوطأ فتتولد عليها شحنة جزئية موجبة δ^+، وتمثل الآصرة أيضاً بخط مستقيم.

وبصورة عامة تكون الآصرة التساهمية مستقطبة (بين اللافلزات) فقط أو بصورة خاصة بين H وأي عنصر لا فلزي آخر مثل: O , N , Cl , F , Br , I ويسمى المركب الناتج مركب قطبي (مستقطب) وهو مركب متعادل كهربائياً أي مجموع الشحنات الموجبة = مجموع الشحنات السالبة.

٣- الآصرة التساهمية التناسقية (التعاضدية):

تنشـــأ الآصـــرة المشـــتركة بيـــن ذرتيـــن من تشارك عدد متساو من الإلكترونات من كلتا الذرتين، وفي بعض الحالات، تشارك إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات مع الذرة الأخرى التي لا تشارك بشيء.

ويطلـــق علـــى هـــذه الآصرة المشتركة (الآصرة التناسقية) ولا تختلف الآصـــرة التناســـقية فـــي خصائصـــها عن أي آصرة مشتركة من النوع نفسه، وشروط تكونها بين ذرتين هي:

- تمتلك إحدى الذرتين زوجاً حراً من الإلكترونات قابل للمشاركة وتسمى هذه الذرة بالذرة الواهبة.
- تحـــتوي الـــذرة الأخـــرى علـــى أوربيتال فارغ في غلافها الخارجي يستوعب الزوج الإلكتروني القادم من الذرة الأخرى، وتسمى هذه الذرة بالذرة الكاسبة.

وتمـــثل الآصرة التناسقية بسهم $\longrightarrow$ يتجه من الذرة الواهبة نحو المكتسبة.

حيـــث توضـــع δ^+ علـــى الـــذرة الواهـــبة وإشـــارة δ^- على الذرة المكتسبة.

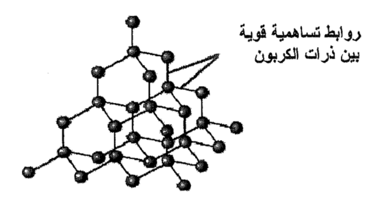
البناء التساهمي الشبكي العملاق:

يمـــتلك الكـــربون قـــدرة عالية على الارتباط مع نفسه ومع غيره من الذرات بأواصر (روابط) تساهمية، وهذا ما يفسر وجود عدد كبير من مركبات الكربون في الطبيعة.

ترتـــبط ملايين الذرات من الكربون مع نفسها بأواصر تساهمية لتكوين شكلين مختلفين للكربون، أحدهما يُسمى الماس والآخر الغرافيت.

١-الماس:

يتكون الماس من الكربون فقط، ولمعرفة عدد الأواصر التساهمية التي يمكن أن تكونها ذرة الكربون ننظر إلى الشكل التالي:



البناء الضخم للماس

كل ذرة كربون يمكنها الارتباط بأربع ذرات كربون أخرى مجاورة في بناء الماس الضخم.

ويعتـــبر الماس أقسى مادة على وجه الأرض، ولهذا يستخدم الماس في آلات الحفر، كما أنه يمتلك درجة انصهار عالية.

٢-الرمل:

يعتبر الرمل من المواد الأخرى التي لها بناء تساهمي شبكي عملاق.

والاسم الكيميائي للرمل هو ثاني أكسيد السيليكون (SiO_2)، وينصـهر

إذا رفعت درجة حرارته إلى أكثر من ١٥٠٠ درجة مئوية.

وتمتاز المواد التي لها بناء تساهمية شبكي عملاق بأنها:

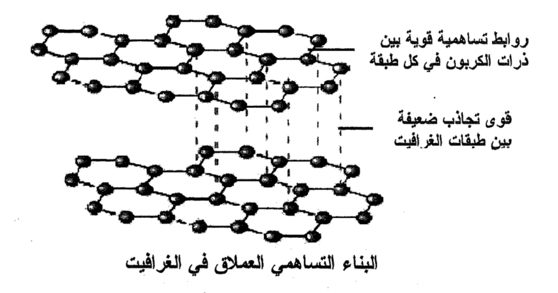
- غير ذائبة في الماء: لأن دقائقها غير مشحونة كما في المواد الأيونية، لذلك لا تنجذب إليها جزيئات الماء.
- غير موصلة للتيار الكهربائي في جميع حالاتها الفيزيائية: لأنها لا تحتوي على إلكترونات أو أيونات حرة تحمل شحنة كهربائية (الغرافيت مستثنى من ذلك).

٣-الغرافيت:

الغرافيت هو شكل آخر للكربون، فالغرافيت والكربون هما شكلين تآصليين للكربون، والأشكال التآصلية هي الأشكال المختلفة للعنصر الواحد، وللغرافيت بناء تساهمي شبكي عملاق كما في الماس، وتختلف بعض خصائص الغرافيت عن الماس والرمل.

يحتوي قلم الرصاص على غرافيت، وعندما نكتب بالقلم فإنه يخلّف على الورقة بعض ذرات الكربون.

لننظر إلى الشكل التالي:



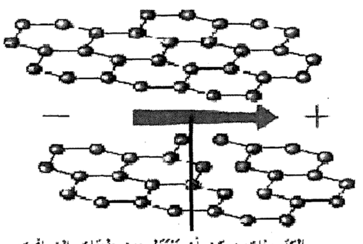
البناء التساهمي العملاق في الغرافيت

نلاحظ ذرات الكربون المرتبطة بكل ذرة كربون برابطة تساهمية قوية، فالإلكـــترون الرابع في كل ذرة كربون يوجد في الفراغات بين الطبقات، وهذه الإلكترونات تعمل على ربط الطبقات فيما بينها بقوى تجاذب ضعيفة.

وبســـبب وجــود قــوى تجاذب ضعيفة بين طبقات الغرافيت فإن هذه الطبقات يسهل انزلاقها على بعض، وهذا ما يفسر سبب استخدام الغرافيت في أقلام الرصاص.

والغرافيــت من اللافلزات، وهو موصل للتيار الكهربائي ولهذا يستخدم فـــي أقطـــاب خلايـــا التحلـــيل الكهربائـــي، ويوصــــل الغرافيت التيار بسبب الإلكترونات الحرة بين الطبقات والتي تنتقل على طول المسافة بين الطبقات.

والغرافيــت لا ينصهر عند تسخينه، ولكن عند رفع درجة حرارته إلى درجة تزيد عن ٣٠٠٠ س يتحول إلى غاز مباشرة.



إلكترونات يمكن أن تنتقل بين طبقات الغرافيت

٤- الآصرة الفلزية:

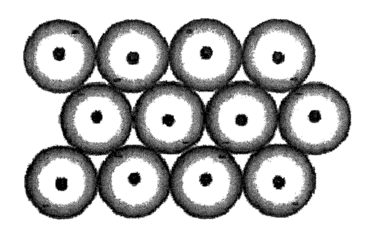
لقد يسرت المعرفة عن الآصرة الأيونية تفسير صفات مواد أيونية، كما أن الأواصـــر بيـــن الذرات في الجزيئات قد فسرت صفات المركبات الجزيئية، ولكن هناك مواد لا تستطيع تفسير سلوكها بناء على هذين النوعين من الأواصر،

ومن أبرز هذه المواد: العناصر الفلزية.

ولتفسير سلوك العناصر الفلزية تمّ افتراض وجود نوع من الأواصر يعرف بالآصرة الفلزية، ويدل اسمها على أنها آصرة خاصة بالفلزات.

كيف تتكون الآصرة الفلزية:

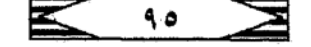
تتميز الفلزات بكونها تتكون من أنوية موجبة تسبح في غيمة إلكترونية، وتحتل الأنوية الموجبة زوايا الشبكة البلورية، ويبقى التجمع الصلب متماسكاً بسبب سكون التجاذب الكهربائي بين الأنوية الموجبة وغيمة الإلكترونات السالبة وفي الشكل التالي تمثل الكرات الحمراء الموجبة الأنوية مع الإلكترونات الداخلية، أما الشحنات السالبة فتمثل إلكترونات التكافؤ.



تتكون الفلزات من أيونات موجبة محاطة ببحر من الإلكترونات السالبة.

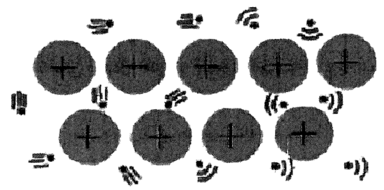
تعرف الأواصر من هذا النوع باسم الأواصر الفلزية وتزداد قوتها بازدياد عدد إلكترونات التكافؤ، كما أنه بسبب حرية حركة الإلكترونات، فإن الفلزات تمتاز بكونها:

- موصلة جيدة للحرارة والكهرباء.

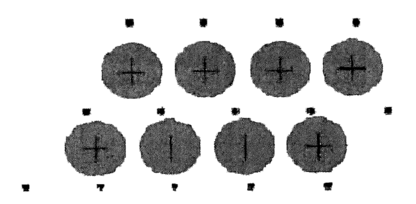


- لها قابلية للطرق والسحب بسبب حركة الإلكترونات بحرية وفي كل الإتجاهات.

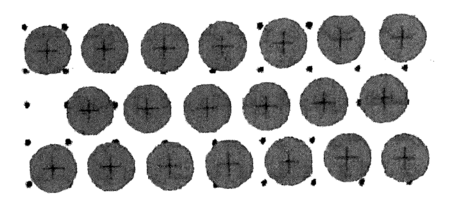
ويستخدم مصطلح **طاقة تحرير** الذرات لقياس قوة الآصرة الفلزية ويعني: " الطاقة اللازمة لتحرير مول من الذرات في الحالة الصلبة وتحويلها إلى الحالة الغازية " وكلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كانت الرابطة الفلزية أقوى.



تتحرك الإلكترونات خلال الشبكة حركة عشوائية سريعة ناقلة الحرارة بسرعة من جزء إلى آخر.



يمكن لطبقات الشبكة أن تتنزلق الواحدة منها على الأخرى بدون أن تتحطم الرابطة الفلزية. إن هذا يفسر قابلية الطرف والسحب عند المعادن.



تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة (التي لا تبقى في مواقع ثابتة)
ضمن الشبكة وهذا يعني ان تيارا كهربائيات يتحرك

يعــود نوع الأواصر بين الذرات إلى إلكترونات مستوى الطاقة الأخير فيها.

تمــتاز ذرات العناصــر الفلزية في أن بعض الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير ضعيف الارتباط بنواة ذرته ويسهل تحريكه ونقله من حيز ذرتــه إذا أثــرت فــيه طاقــة، وعندما تتجاوز الذرات في هذه العناصر يمكن لإلكــترون ضــعيف الارتباط في إحداها أن ينتقل من حيز ذرته إلى حيز الذرة الأخرى نتيجة التجاذب بينه وبين نواتها، أي أن هذه الإلكترونات يمكن أن تسبح مــن ذرة إلــى أخــرى بسهولة، وذلك يعني أن ذرة العنصر الفلزي تتكون من إلكــترونات مستوى الطاقة الأخير (إلكترونات التكافؤ) وهي سالبة الشحنة، ومن بقية الذرة – النواة وبقية الإلكترونات- وهي موجبة الشحنة (أيون موجب).

إن الــتجاذب بيــن مجمــوع الإلكترونات ومجموع الشحنات الموجبة (الأيونــات الموجبة) هو الذي يؤدي إلى التماسك في قطعة الفلز، فالإلكترونات هي التي تجعل الذرات تتماسك مع بعضها البعض، وسهولة حركة الإلكترونات الســابحة حول (الأيونات الموجبة) هي التي تعطي الفلز خاصية توصيل التيار الكهربائي، فعندما يدخل تيار كهربائي إلى قطعة الفلز فإن الإلكترونات الداخلة

إلى طرف القطعة ستدفع إلكترونات الفلز لتخرج من الطرف الآخر.

ويساعد هذا النموذج المبسط للآصرة الفلزية على تفسير الكثير من صفات الفلزات فبالإضافة إلى تفسيره للتوصيل الكهربائي، وللتماسك القوي بين ذرات العنصر الفلزي فإنه يمكن من تقديم تفسير تقريبي لقابلية الفلزات للطرق والسحب، فعند طرق فلز لتكوين صفيحة رقيقة منه تكون قد أثرت فيه بقوة تمكن جزءاً من (الأيونات الموجبة) من أن تنزلق مبتعدة عن جزء آخر ولكنها جميعها تبقى في نفس مجال الإلكترونات، ومما يساعد هذه الأيونات على الانزلاق كونها جميعاً تحمل الشحنة الموجبة فلا يوجد بينها تجاذب كهربائي قوي إذ أن التجاذب القوي يوجد بين الإلكترونات السابحة وبين الأيونات الموجبة.

٥- الآصرة الهيدوجينية:

هي الآصرة التي تنشأ بين الجزيئات المستقطبة حيث يحصل تجاذب بين طرف جزيئة مستقطبة يحمل شحنة جزيئة سالبة، مع طرف جزيئة مستقطبة أخرى تحمل شحنة جزيئة موجبة.

ويرمز لهذه الآصرة بخط منقط

والآصرة الهيدروجينية هي آصرة ضعيفة مقارنة بالآصرة الأيونية والتساهمية.


الفصل
السادس
أشكال الجزيئات
وصفات الأواصر

أشكال الجزيئات وصفات الأواصر

ترتبط الذرات في المواد بأواصر سواء أكانت هذه المواد عناصر أم مركبات، فالأواصر تجمع الذرات مع بعضها، ومن المعروف أن أي تجمع للأشياء يكون له شكل ما ق. يكون منتظماً وذو ترتيب معين، أو يكون عشوائياً.

أشكال المركبات الجزيئية:

عند ربط جسمين كرويين ببعضهما فإن شكلاً واحداً ينتج عنهما إذ سيقع مركزي الجسمين على خط واحد، ولكن عند ارتباط ثلاثة أجسام كروية فإن ذلك يعطي عدداً من الأشكال منها ما تكون فيه مراكز الأجسام واقعة على خط واحد، ومنها ما تكون فيه زوايا بين الأواصر، وقد تكون الزاوية صغيرة أو كبيرة.

وهناك عدد كبير جداً من الأشكال غير الخطية ولكل منها زاوية معينة بين الأواصر، وفي جميع هذه الأشكال تكون مراكز الأجسام واقعة في مستوى واحد.

وكلما ازداد عدد الأجسام التي تشكلها تزداد الأشكال التي يمكن الحصول عليها، فإذا زاد عدد الأجسام عن ثلاثة أصبح بالإمكان بناء أشكال مجسمة لا تنحصر فيها الأجسام في مستوى واحد بل يمكن توزيعها في الفراغ في أكثر من مستوى.

ويمكن صنع أشياء ذات أشكال مختلفة من مادة واحدة وتعتمد استخدامات وصفات كل منها على شكله، فأشكال جزيئات المواد هي التي تقرر سلوكها.

فالكحول الإثيلي (إيثانول) والإيثر هما مادتان عضويتان تختلفان اختلافاً كبيراً في صفاتهما علماً بأن جزيئات كل منهما تحتوي على نفس نوع وعدد الذرات، فالصيغة الكيميائية لكل منهما هي C_2H_6O، ويعود اختلاف صفات المادتين (كاختلاف درجة الغليان) إلى اختلاف أشكال جزيئاتهما.

كذلك الاختلافات للجزيئات، فهيكلي الجزيئين مختلفان، ففي الأول ترتبط بالأوكســجين ذرتــا كربون، وفي الثاني ترتبط بالأوكسجين ذرة كربون واحدة وآصرة الأوكسجين الثانية هي مع الهيدروجين.

ومــن المــثال السابق يتبين أهمية الأشكال التي تأخذها جزيئات المواد وعلاقتها بصفات تلك المواد، وهذه الأهمية تعكسها الأعمال والدراسات التي يقوم بهــا الكيميائــيون فأهم مجالات البحث والدراسة في الكيمياء هي تعرف أشكال جزيئات المركبات فعندما يعرف شكل الجزيء يمكن التنبؤ بصفات المادة وأمكن بناؤها وتحضيرها من مواد أخرى.

الصيغة الجزيئية للمادة:

لا يمكــن معرفة شكل أي جزيء بدون معرفة الذرات المكونة له وعدد كل نوع منها، فالتحاليل الكيميائية التي توصل إلى معرفة أنواع الذرات وأعدادها في الجزيئات هي أول الأعمال التي تجري لدراسة أشكال الجزيئات ولهذا السبب يقوم الكيميائي بالخطوات التالية:

- التحليل الوصفي: وذلك لمعرفة الذرات التي تكون الجزيئات.
- التحليل الكمي: لمعرفة نسبة كل عنصر في الجزيء.
- تعيين الكتلة الجزيئية (الكتلة المولية).

وهذه الخطوات تؤدي إلى معرفة الصيغة الجزيئية للمادة، فالتحليل الوصفي للمــاء يبيــن بأن جزيء الماء مكون من الهيدروجين والأوكسجين، والتحليل الكمي يبيــن أن نسبة ذرات الهيدروجين إلى الأوكسجين هي ٢: ١ وتعيين كتلته الجزيئية يعطــي قيمة هي ١٨,٠٢ وحدة كتلة ذرية، وهي كتلة ذرتين من الهيدروجين وذرة من الأوكسجين، ويبين كل هذا أن الصيغة الجزيئية للماء هي H_2O.

فالخطوة الأولى لمعرفة الصيغة البنائية هي معرفة الصيغة الجزيئية.

الذرة المركزية وأشكال الجزيئات:

يـــتم تحديـــد ما يعرف بالذرة المركزية في الجزيء بالنظر إلى الصيغة الجزيئـــية وبالرجوع إلى إلكترونات مستوى الطاقة الأخير لتلك الذرة (مجموعة العنصر في الجدول الدوري)، فذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا NH_3 ترتبط مـــع ثـــلاث ذرات من الهيدروجين، أي أن النيتروجين يكوّن في الأمونيا ثلاث أواصر.

وفـــي مركب رابع كلوريد الكربون CCl_4 يرتبط الكربون مع ٤ ذرات كلـــور، أي يكـــون ٤ أواصر وتدعى كل من ذرة N، C في المركبين السابقين بالذرة المركزية.

فـــالذرة المركـــزية هي الذرة التي يرتبط بها (يحيط بها) أكبر عدد من الذرات في الجزيء، ويتناسب هذا العدد من الذرات المحيطة بالذرة المركزية مع عدد الأواصر المشتركة الممكنة لها.

ونلاحـــظ أن عـــدد الـــذرات التي تحيط بالذرة المركزية لا يساوي عدد أزواج الإلكـــترونات المشـــتركة دائمـــاً، ففي جزيء CO_2 تحيط بذرة الكربون (الـــذرة المركزية) ذرتا أوكسجين، ولكن عدد أزواج الإلكترونات المشتركة هو أربعة أزواج.

ويمهـــد عـــدد الـــذرات المرتبطة بالذرة المركزية الطريق لمعرفة شكل الجزيء ومن ثم يسهل تمثيله بالرسم.

فالجـــزيء الـــذي يتكون من ذرتين لن يكون إلا خطياً، أي أن مركزي ذرتـــيه تقـــع علـــى خط واحد، والجزيء الذي يتكون من ثلاث ذرات يكون إما خطـــياً، أوقد يكون غير خطي، وتكون مراكز ذراته في مستوى واحد فقط، أما الجزيء الذي يتكون من ٤ ذرات (واحدة مركزية وثلاث محيطة بها) فقد تكون ذراته في مستوى واحد أو أكثر ولكنها لن تكون على خط واحد، وكذلك الحال

بالنسبة إلى الجزيء الذي يتكوّن من أكثر من ٤ ذرات واحدة منها مركزية.

وفي حالة تعدد الأشكال التي يمكن أن تنتج من وجود عدد معين من الذرات حول الذرة المركزية فإنها تواجه بالحاجة إلى تحديد الشكل الأنسب. وهناك معايير معينة يحكم بها على شكل ما بأنه الأنسب.

فالمعيار البديهي الذي نتوقعه هو أن يتفق شكل الجزيء مع صفات المادة المعروفة، وهناك شرط آخر يجب تحقيقه في الشكل الذي يمثل الجزيء ويختص بطاقة الجزيء فكما نعلم أن الذرات تتجمع وترتبط ببعضها في جزيئات لكي تصل إلى وضع تكون فيه طاقتها أقل ما يمكن، فكلما انخفضت الطاقة ازداد الثبات، لذلك يجب أن يُظهر الشكل الذي تمثله لجزيئات مادة ما، درجة ثبات تلك المادة، والطاقة المنخفضة (ومن ثم الثبات) تنتج من التجاذب الأكثر والتنافر الأقل بين الذرات، لذلك فإن الذرات تتوزع في الجزيء في شكل بناء يمثل أقصى تجاذب ممكن وأقل تنافر ممكن بين الإلكترونات.

ويتحقق ذلك بأن تأخذ الجزيئات شكلاً تكون فيه الزوايا بين الأواصر في الجزيئات أكبر ما يمكن.

أ- أشكال جزيئات تتكون من ثلاث ذرات:

مما سبق يتبين لنا أن الشكل الأكثر ثباتاً للجزيء الذي يتكون من ثلاث ذرات هو الشكل الخطي الذي يجعل الزاوية بين الأواصر أكبر ما يمكن وهي ١٨٠° وهذا ما يجعل جزيء CO_2 يأخذ شكلاً خطياً، كما ينطبق ذلك أيضاً على جزيء $BeCl_2$ في الحالة الغازية.

وبناءً على ما سبق فمن المتوقع أن يكون شكل جزيء الماء خطياً ولكن تبين بالتجربة أن جزيء الماء ليس خطياً وأن الزاوية بين الآصرتين فيه هي ١٠٤,٥° .

وللتوصل إلى الشكل المناسب لأي جزيء فإن تحديد عدد الذرات المرتبطة

بـــالذرة المركزية لا يكفي، وعلينا أن نأخذ في الأهمية أزواج الإلكترونات غير المشـــتركة في الأواصر، والتي توجد في مستوى الطاقة الأخير للذرة المركزية، فالأوكسجين في جزيء الماء يحتوي على زوجان من الإلكترونات غير الرابطة، ويحتل هذان الزوجان من الإلكترونات في ذرة الأوكسجين حيزاً، ويتنافران مع الإلكـــترونات المرتـــبطة ولذلك نعتبرهما مع الذرات المرتبطة عندما نرغب في معـــرفة عدد الأشياء المحيطة بالذرة المركزية، ولذلك يكون شكل جزيء الماء منحنياً.

أما في جزيء CO_2 فإننا نجد أن ذرة الكربون فيه لا تحمل أزواجاً من الإلكـــترونات غـــير الرابطة في مستوى طاقتها الأخير، فلذلك فإن عدد الأشياء حول الذرة المركزية هو اثنان، وأفضل توزيع هو الذي يضعهما على خط واحد مع الذرة المركزية وكذلك بالنسبة لجزيء $BeCl_2$.

ب- أشكال جزيئات تتكون من أربع ذرات:

قد تتوزع ذرات جزيئات مكونة من أربع ذرات إحداهما ذرة مركزية في مســـتوى واحد، أو في أكثر من مستوى، وقد عرفنا أن الشكل الأنسب هو الذي يمـــثل الطاقة الأقل ويتحقق ذلك عندما تكون الزوايا بين الروابط أكبر ما يمكن وهـــي هـــنا ١٢٠°، ولن يتم ذلك إلا إذا كانت مراكز الذرات الأربع في مستوى واحد.

وهـــذا الشـــكل يطلق عليه مثلث متساوي الأضلاع (مثلث مسطح) ومن الجزيئات البارزة التي ينطبق عليها الشكل السابق جزيئات BCl_3 فتركيب لويس لهـــا هـــو ويظهر في هذا التركيب عدم وجود إلكترونات غير رابطة على الذرة المركزية.

وعـــند النظر إلى شكل جزيء NH_3 الذي يتكون من ٤ ذرات قد نظن للوهلة الأولى أن شكله مثلث متساوي الأضلاع مثل BCl_3 ولكن تركيب لويس

له $H :N: H$ ويظهر فيه وجود زوج من الإلكترونات غير الآصرة على الذرة المركزية، فيكون الشكل المناسب له هرمياً ثلاثياً، والزوايا بين الآصرة ١٠٧,٣°.

جـ- أشكال جزيئات تتكون من خمس ذرات:

نمســك فوهات أربع بالونات منفوخة ثم نبحث عن أفضل توزيع لها في الفــراغ يجعل كلاً منها أبعد ما يمكن عن البالونات الأخرى، دون أن تنفك عن بعضهما، نجد أن البالونات يجب ألا تقع في مستوى واحد بل ستتوزع في شكل يعــرف بالشــكل رباعي الأوجه، ولكي نمثل هذا الشكل نوصل نهاية كل بالون بــنقطة تلاقــي فوهــات البالونات فتتشكل زوايا بين الخطوط تساوي كل منها ١٠٩,٥°، فالشــكل رباعي الأوجه: هو الذي تكون فيه الزاوية بين الخطوط التي تصل المركز بالرؤوس الأربعة مساوية ١٠٩,٥°.

ولمعرفة سبب تسميته (رباعي الأوجه) نصل الرؤوس الأربعة ببعضها بخطوط فنلاحظ أن الشكل الهندسي الذي ينتج يكون له أربعة أوجه (سطوح) وكل سطح له ثلاثة رؤوس.

وهــذا هــو الشــكل الهندســي الأنسب لتوزيع أربعة أشياء حول شيء مركــزي، وأبســط الجزيــئات النموذجية – التي يناسبها هذا الشكل هو جزيء الميــثان CH_4 كما في الشكل (٢-١٩)، ويظهر تركيب لويس لهذا الجزيء أن ذرة الكــربون المركــزية محاطة (مرتبطة) بأربع ذرات هيدروجين، ولا يوجد علــيها أي أزواج من الإلكترونات غير الآصرة، فمجموع الأشياء إذا هو أربعة وعليه يكون الشكل الأنسب هو رباعي الأوجه منتظم.

وقياســاً علــى شكل الميثان يمكن التنبؤ بأن شكل CCl_4 سيكون أيضاً رباعــي الأوجــه منــتظم، وكذلــك أي جزيء تكون فيه ذرة الكربون مركزية ومرتبطة بأربع ذرات.

ويتبين من كل ما ورد من أشكال الجزيئات أن الزوايا بين الأواصر تنقص كلما ازداد عدد الذرات أو أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرة المركزية، وهذا أمر طبيعي فالأشياء تحتاج إلى حيز، وكلما زاد عددها نقص الحيز المتاح لكل منها.

ويمكن تلخيص خطوات رسم أشكال الجزيئات بالشكل التالي:

١- يتم تحديد الذرة المركزية.

٢- نرسم رمز لويس لكل ذرة بالرجوع إلى الجدول الدوري لتحديد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير.

٣- نرسم تركيب لويس للجزيء ونحسب عدد الذرات وأزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية.

٤- نستنتج الشكل العام للجزيء.

٥- نحدد الزوايا بين الأواصر بناء على الشكل العام.

٦- نرسم تمثيل للشكل باستخدام رموزاً للعناصر وخطوطاً للأواصر، ونقاطاً للإلكترونات غير الرابطة، ولاستنتاج الشكل العام وتحديد الزوايا نسترشد بالجدول الآتي:

عدد الذرات المكونة للجزيء	عدد أزواج الإلكترونات غير الآصرة على الذرة المركزية	مثال	الشكل العام	الزوايا بين الأواصر	نموذج الشكل
٣	-	BeF_2	خطي	١٨٠°	
٣	٢	H_2O	منحني	١٠٤,٥°	
٤	-	BF_3	مثلث متساوي الأضلاع	١٢٠°	
٤	١	NH_3	هرمي ثلاثي	١٠٧,٣°	
٥	-	CH_4	رباعي الأوجه منتظم	١٠٩,٥°	

بعض صفات الأواصر:

إن أشـــكال الجزيـــئات (رغـــم أهميتها) ليست وحدها التي تحدد صفات المواد وسلوكها، فأنواع الأواصر تقرر الكثير من صفات المواد، ويؤكد الجدول التالي العلاقة بين نوع الآصرة وصفات المادة.

المادة	نوع الآصرة	توصيل التيار الكهربائي		درجة الانصهار
		الصلب	المنصهور	
أيونية	أيونية	لا توصل	توصل	عالية
جزيئية	مشتركة	لا توصل	لا توصل	منخفضة
فلزية	فلزية	توصل	توصل	عالية

ولكـــن هـــل تؤدي الأواصر المشتركة جميعها إلى السلوك نفسه ؟ وهل للأواصر المشتركة صفات واحدة ؟

ذكـــرنا ســـابقاً أن صـــفات المركـــبات تعتمد على أشكالها، ولكن هناك مركبات كثيرة تتشابه في أشكالها وتختلف في صفاتها فشكل جزيء الماء قريب مـــن شكل جزيء كبريتيد الهيدروجين (H_2S) لكن الثاني يظهر سلوك الحامض بدرجـــة أقـــوى بكثير من الماء، كما أن كبريتيد الهيدروجين غاز والماء سائل (فـــي درجـــة الحرارة العادية) وشكل كل من CCl_4 و $SiCL_4$ رباعي الأوجه منتظم ولكن الأول لا يتفاعل مع الماء والثاني شديد التفاعل مع الماء.

وهـــناك الكثير من الاختلافات بين المركبات الجزيئية وهذه الاختلافات تعـــود إلـــى اخـــتلاف أواصرها المشتركة فطبيعة الآصرة وصفاتها تعتمد على الذرتين المرتبطتين.

١- قطبية الآصرة:

لتوضـــيح معـــنى قطبـــية الآصرة ندرس الآصرة المشتركة بين ذرتي هيدروجيـــن وهـــي أبسط الأواصر المشتركة، فإلكترونا الآصرة منجذبان نحو

نواتي الذرتين وكلتا النواتين يحتويان نفس العدد من البروتونات الموجبة، وقوتا جذبهمـــا للإلكترونيـــن متســـاويتان لذا لن يكون اقتراب الإلكترونين من إحدى النواتيـــن أكـــثر من النواة الأخرى وبذلك لن يكون لجزيء الهيدروجين قطبان كهربائيان، والآصرة بين ذرتيه ستكون غير قطبية.

أي أنـــنا لا نـــتوقع أن تكـــون الآصـــرة بين ذرتين من العنصر نفسه كالهيدروجين قطبية وبتعبير آخر تكون الآصرة غير قطبية بين ذرتين لهما نفس القدرة على جذب الإلكترونين.

وتعتمد قوة جذب الذرة للإلكترونات على عاملين أساسيين هما:

الأول: عدد البروتونات في نواة الذرة ويمثل ذلك مقدار الشحنة الموجبة.

الثاني: بُعد الإلكترونات عن النواة ويمثل ذلك مقدار الشحنة السالبة.

إن عـــدد بـــروتونات ذرة الكلور ($_{17}Cl$) أكبر من عدد بروتونات ذرة الهيدروجيـــن ($_{1}H$) لكن إلكترونات الآصرة أبعد عن نواة الكلور مقارنة ببعدها عن نواة الهيدروجين فأي الذرتين أقدر على جذب إلكتروني الآصرة ؟

لقـــد قام الكيميائيون بدراسة قدرة الذرات النسبية على جذب إلكترونات الأواصـــر الموجـــودة بيـــنها وتوصلوا إلى مقياس نسبي، ووضعوا بذلك جدولاً يعـــرف بجـــدول الكهروســـلبية فوجدوا أن أقدر الذرات على سحب إلكترونات الآصرة هي ذرة الفلور وقاموا بمقارنة بقية الذرات بها.

والجدول التالي يعطي قيم الكهروسلبية لعدد من العناصر.

رمز العنصر	الكهروسلبية	رمز العنصر	الكهروسلبية	رمز العنصر	الكهروسلبية
F	٤,٠	N	٣,٠	Be	١,٥
Cl	٠..٣	P	٢,١	Mg	١,٢
I	٢,٥	C	٢,٥	Li	١,٠
O	٣,٥	Si	١,٨	Na	٠,٩
S	٢,٥	Al	١,٥	H	٢,١

إن هــذه الأرقام تعطي قيماً نسبية لذلك ليس لها وحدات فهي ليست قوة ولا طاقــة إنما تمثل القدرة النسبية على سحب إلكترونات الآصرة، وعند مقارنة ذرتيــن ببعضــهما فإن هذه الأرقام على الذرة التي ستجذب إلكتروني الآصرة نحوها أكثر من الأخرى إن ارتبطتا معاً.

وفــي مــثال الآصــرة بين ذرتي الكلور والهيدروجين فإن كهروسلبية الذرتين تبين-إن الكلور أقوى على جذب إلكترونات الآصرة، ولكن هذا الجذب لا يصــل إلــى حــد اكتســاب الإلكــترون كمــا في الآصرة الأيونية بين الكلور والصوديوم.

وبناء على ذلك توصف الآصرة بينهما بأنها آصرة مشتركة قطبية حيث تكــون مــنطقة الكلــور مركز القطب السالب وتكون منطقة الهيدروجين مركز القطب الموجب، وتمثل مقدار الشحنة بالرموز δ^-، δ^+ أي أنها شحنة جزئية أقل من شحنة الإلكترون أو البروتون الكاملة.

$$\mathrm{Cl} : \ \mathrm{Cl} \text{---} \mathrm{H}\alpha \text{---} \mathrm{H}\ \alpha \quad \overset{\delta-}{Cl} \ \text{---} \overset{\delta+}{H}$$

ويمكــن القــول بأن الآصرة بين الفلور والهيدروجين هي أيضاً قطبية فالاختلاف بين كهروسلبية الفلور (٤,٠) وكهروسلبية الهيدروجين (٢,١) كبير، ومن المتوقع أن تكون إلكترونات الآصرة في HF قريبة جداً من ذرة الفلور.

وتقــاس القطبية في أي جسم قطبي بالعزم القطبي، ويعتمد العزم القطبي على عاملين أساسين هما:

- مقدار الشحنة عند كل قطب (δ).
- البعد بين القطبين.

ويزداد العزم بزيادة أي من هذين العاملين.

إن الفــارق الأكــبر فــي الكهروســلبية بيــن الفلــور والهيدروجيــن

(٤,٠) – (٢,١) = ١,٩، مقارنـــة بالفـــارق بيـــن الكلـــور والهيدروجيـــن ٣,٠ – (٢,١) =٠,٩،، سيؤدي إلى تكوّ ن شـــحنة أكـــبر عند القطبين في HF ولكن المسافة بين القطبين في HF أقصر منها في HCl.

وتدل الأمثلة السابقة على أن الآصرة المشتركة بين ذرتين مختلفتين في كهروسلبيتهما هي آصرة قطبية.

إن الآصـــرة H – O في جزيء الماء هي آصرة قطبية وكذلك الآصرة C = O فـــي جـــزيء CO_2 آصرة قطبية أيضاً، ومع ذلك نجد أن جزيء الماء قطبي بينما جزيء CO_2 غير قطبي.

٢– قطبية الجزيئات:

إن وجـــود أواصر قطبية في الجزيء لا يعني بالضرورة أن يكون ذلك الجـــزيء قطبياً، فالقطبية لجسم ما الممثلة بالعزم القطبي هي كالقوة المؤثرة في الجسم، فقد تؤثر قوتان في جسم ولا يتحرك ذلك الجسم أي أن المحصلة تساوي صفر وإليك بعض الأمثلة الموضحة.

فقد يكون في جزيء ما آصرتان قطبيتان ويكون عزميهما القطبيين في اتجاهين متعاكسين فتلغيان أثر بعضهما إن تساوتا، ويعتمد هذا الأمر على شكل الجزيء.

ولو قارنا شكل جزيء الماء بشكل جزيء ثاني أوكسيد الكربون نلاحظ إن الأول غـــير خطي، والثاني خطي، لذلك فإن الآصرتين H – O في جزيء المـــاء لن تلغيا أثر بعضهما، وسيكون جزيء الماء قطبياً، ولكن الآصرتين في ثانـــي أكســـيد الكربون C = O ستلغيان تأثير بعضهما وسيكون الجزيء غير قطبي.

وعلى ذلك فإن التنبؤ بقطبية جزيء ما يحتاج إلى معرفة أمرين أساسيين هما:

- قطبية كل آصرة.
- شكل الجزيء.

فمـــثلاً جزيء CH_4 يتكون من أربع أواصر قطبية، لكن الجزيء غير قطبـــي لأن شـــكله – رباعـــي الأوجه منتظم مما يعني أن (محصلة) تأثير هذه الأواصر هي صفر فتأثير الآصرتين (أ) و (ب) يختزل تأثير الآصرتين (جـ) و (د).

طاقة الآصرة:

يتصف غاز النتروجين بالثبات وضعف القابلية للتفاعل بينما الأوكسجين بقدرته على التفاعل مع كثير من المواد، ويتفاعل غاز الفلور بشدة مع غاز الميثان ولكن اليود يكاد لا يتفاعل معه.

وكثير من المواد البلاستيكية كمبلمر متعدد الإيثيلين ومبلمر متعدد كلوريد الفاينيل ثابتة وتقاوم التحلل، في حين تتحلل خيوط الصوف والقطن عند تعرضها طويـــلاً للظروف البيئية، وحرق الكبريت يعطي حرارة كبيرة ولكن عملية حرق النيتروجيـــن تمتص الطاقة وتكوّن السكر من ثاني أكسيد الكربون والماء يحتاج إلى طاقة ويعطي حرقه طاقة.

إن الـــتفاعل الكيميائي هو عبارة عن كسر أواصر وتكوين أواصر بين الـــذرات، ويعـــتمد كسر الآصرة على طاقتها، حيث أن تكون آصرة بين ذرتين يؤدي إلى وضع يكون فيه ثبات أكبر أي تنخفض فيه الطاقة وبالمقابل فإن فصل ذرتين مرتبطتين عن بعضهما يحتاج إلى طاقة، إن مقدار الطاقة التي تلزم لفصل ذرتين مرتبطتين عن بعضهما تعرف بطاقة الآصرة.

A   B + طاقة ⟶ A + B

آصرة مشتركة — طاقة الآصرة — ذرات متعادلة منفصلة

إن كمـــية الطاقـــة اللازمة لفصل ذرتين تساوي كمية الطاقة الناتجة من ارتباط الذرتين بآصرة مشتركة فإن:

$$A + B \longrightarrow A - B$$

ولذلـــك نستطيع معرفة مقدار طاقة الآصرة بقياس الطاقة اللازمة لكسر الآصرة، أو الطاقة الناتجة عن تكونها فكلتاهما متساويتان في المقدار.

ويبين الجدول الآتي معدل طاقة عدد من الأواصر المشتركة:

الآصرة	الطاقة ك جول/مول	الآصرة	الطاقة ك جول/مول	الآصرة	الطاقة ك جول/مول
H - H	٤٣٥	O = O	٤٩٤	C = O	٧٠٧
H - Cl	٤٣١	O - H	٤٦٣	C - F	٤٨٥
H - Br	٣٦٤	N - N	٩٤١	S - H	٣٣٩
Cl - Cl	٢٤٣	N - H	٣٨٩	C - Cl	٣٢٦
Br - Br	١٩٣	C - C	٣٤٧	H - C	٤١٤


الفصل
السابع
الحالة المكثفة
(السائلة والصلبة)

الحالة المكثفة (السائلة والصلبة)

المواد الصلبة البلورية والمواد الصلبة عديمة الشكل (اللابلورية):

تتألف المواد الصلبة من دقائق صغيرة تتحرك حركة محدودة جداً ـ كما عرفنا من نظرية الحركة الجزيئية ـ وهذا ما يفسر الأشكال الثابتة والمنتظمة التي لا تتغير بتغير الأماكن والأوعية التي توضع فيها كما هو الحال مع المواد السائلة والغازية، وتسمى الأشكال الصلبة المنتظمة باسم الأشكال البلورية، وتسمى وحدتها الأساسية بلورة.

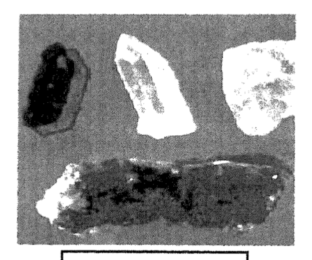
ويظهر انتظام أشكال البلورات أحياناً بالعين المجردة وأحياناً يظهر على مستوىً مجهري، حيث يظهر التوزيع النظامي لحوافها وطريقة ارتباط الواحدة منها بالأخرى.

ويوجد بالمقابل مجموعة من المواد الصلبة التي تتجمع جزيئاتها بأشكال غير نظامية، ويسمى هذا النوع من المواد الصلبة المواد عديمة الشكل أو المواد اللابلورية مثل الزجاج بأنواعه، وبعض أنواع الصخور، ومثل كل المواد البلاستيكية.

زجاج بركاني ـ مادة عديمة الشكل (مادة لا بلورية)



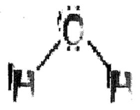




نماذج بلورية لعدة مواد

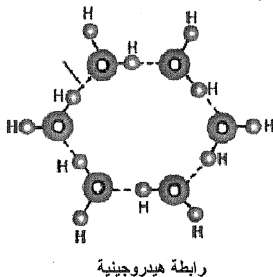
البلورات:

ذكرنا سابقاً أن المواد الصلبة تتكون من وحدات بنائية هي البلورات وسنتطرق إلى ماهية ونوعية الدقائق الصغيرة التي تتكون منها البلورات ذاتها ولكي يكون الموضوع أكثر وضوحاً سندرس مثالاً مألوفاً ومعروفاً هو بلورات الثلج، إذ أن الدقيقة الصغيرة التي هي وحدة بناء بلورات الثلج هي جزيئة الماء:



تتكون بلورة الثلج في أبسط صورها من ستة جزيئات من هذا النوع ترتبط ببعضها بأواصر هيدروجينية.

وهذه الأشكال السداسية يرتبط الواحد منها بالآخر فتشكل شبكات معقدة تعرف باسم الشبكات البلورية، وشبكات الثلج هي شبكات ثلاثية الأبعاد، كما هو الحال في الشبكات البلورية للمواد الصلبة الأخرى.



رابطة هيدروجينية

سؤال:

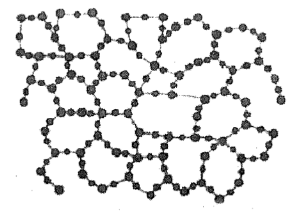
يوجد أوكسيد السيليكون SiO_2 في الطبيعة بعدة أشكال منها:

المـــرو (كوارتز)، والصوان، والرمل الزجاجي، فما هو الفرق بين هذه الأشكال الثلاثة ؟

الجواب:

المرو: يتكون من بلورات منتظمة ترتبط فيها ذرة واحدة من السيليكون بأربع ذرات من الأوكسجين، ويتكون من وحدات SiO_2 مرتبة ترتيباً منتظماً.

الصـــوان: يتكون من وحدات SiO_2 ولكنها غير مرتبة، لذلك فالصوان هو مادة عديمة الشكل.



الوضع البلوري لوحدات SiO_2 في الصوان

الرمل الزجاجي: هو عبارة عن حبيبات صغيرة من المرو.

ويمكن أن تترتب الوحدات البنائية بطريقة نظامية فينتج مادة صلبة لها شكل هندسي محدد أي تتكون من بلورات، أما إذا ترتبت الوحدات البنائية بطريقة غير منتظمة فتنتج مادة صلبة عديمة الشكل أي غير متبلورة.

البلورة: مادة صلبة لها شكل هندسي محدد.

الشبكة البلورية: هي عبارة عن نموذج منتظم ومتكرر من النقاط الثابتة تدور حوله وحدات بناء البلورة.

ويعتمد في تصنيف المواد الصلبة على أحد الأساسين التاليين:

أ- نوع الوحدات البنائية هل جزيئات أم أيونات، ولذلك فهناك نوعان من المواد الصلبة مواد صلبة جزيئية (مثل الجليد) ومواد صلبة أيونية (مثل ملح الطعام).

ب- نوع قوى الربط بين الوحدات البنائية، فهناك مواد صلبة يربط بين وحداتها قوى فاندرفال أو قوى قطبية أو أواصر هيدروجينية.

قوى فاندرفالز: هي قوى جذب ضعيفة توجد بين الذرات أو الجزيئات غير المستقطبة مثل (C_2H_6 H_2, I_2, Br_2) وتزداد قوتها بازدياد حجم الذرة أو الجزيئة، وكذلك تزداد قوتها بالضغط والتبريد.

وتتولد قوى تجاذب فاندرفالز نتيجة تأثر دوران الإلكترونات في الجزيئة أو الذرة بدوران الإلكترونات في الجزيئات أو الذرات المجاورة مما يسبب نوعاً من الاستقطاب الآني بين هذه الذرات أو الجزيئات ونتيجة لهذا الاستقطاب الآني تتولد قوى تجاذب فاندرفالز.

أنواع البلورات:

تعتمد الأشكال البلورية على نوعية الوحدات البنائية وعلى طبيعة الربط بين هذه الوحدات.

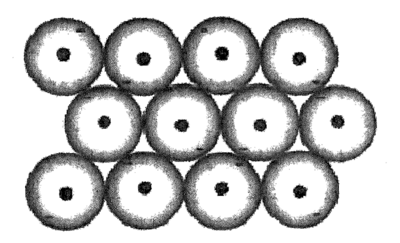
إن عــدد الطــرق التي تترتب فيها الوحدات البنائية في البلورات قليلة ويمكننا أن نصنف البلورات في أربعة أنواع:

أولاً- البلورات الجزيئية:

إن قوى الربط في البلورات الجزيئية ضعيفة لذلك تكون طاقة الشبكات الــبلورية لها صغيرة، ولذلك فهي تتميز عموما بدرجات انصهار منخفضة. والــبلورات الجزيئــية رديــئة التوصيل للكهرباء لأن الإلكترونات مرتبطة بالجزيئات وليست حرة الحركة ضمن المادة الصلبة.

ثانياً- المواد الصلبة الفلزية البلورية:

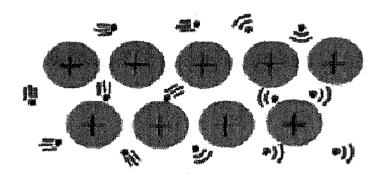
تتميز الفلزات بكونها تتكون من أنوية موجبة تسبح في غيمة إلكترونية، تحــتل الأنويــة الموجبة زوايا الشبكة البلورية، ويبقى التجمع الصلب متماسكاً بســبب الــتجاذب الكهربائــي الساكن بين الأنوية الموجبة وغيمة الإلكترونات الســالبة تمــثلها الكرات الحمراء الموجبة الأنوية مع الإلكترونات الداخلية في الشكل التالي، أما الشحنات السالبة فتمثل إلكترونات التكافؤ.



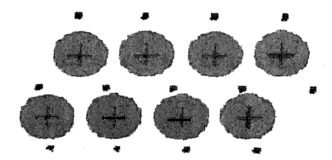
تتكون الفلزات من أيونات موجبة محاطة بغيمة من الإلكترونات السالبة

تعرف الأواصر من هذا النوع باسم الأواصر الفلزية وتزداد قوتها بازدياد عـــدد إلكترونات التكافؤ، كما أنه بسبب حرية حركة الإلكترونات تكون الفلزات موصـــلة جيدة للحرارة والكهرباء، وكذلك نظراً لحركة الإلكترونات بحرية وفي كل الإتجاهات فإن الفلزات قابلة للطرق والسحب.

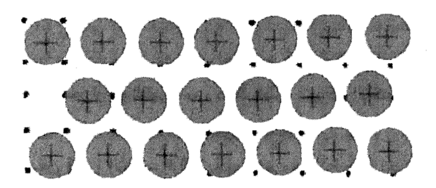
ولقـــياس قـــوة الآصـــرة الفلزية يستخدم مصطلح طاقة تحرير الذرات ويعنـــي: "الطاقة اللازمة لتحرير مول من الذرات في الحالة الصلبة وتحويلها إلـــى الحالة الغازية" وبالطبع كلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كانت الآصرة الفلزية أقوى.



تتحرك الإلكترونات خلال الشبكة حركة عشوائية سريعة ناقلة الحرارة بسرعة من جزء إلى آخر.



يمكن لطبقات الشبكة أن تنزلق الواحدة منها على الأخرى
بدون أن تتحطم الرابطة الفلزية. إن هذا يفسر قابلية
الطرق والسحب عند المعادن.



تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة (التي لا تبقى في مواقع ثابتة) ضمن الشبكة وهذا يعني ان تيارا كهربائيا يتحرك

ثالثاً- المواد الصلبة الأيونية البلورية:

من الأمثلة الشائعة لهذه البلورات هي بلورات ملح الطعام، حيث أن الأيونات تحتل زوايا الشبكة البلورية وتكون قوى التجاذب فيما بينها هي قوى كهربائية ساكنة.

وتتحدد نوعية الشبكة الناتجة اعتماداً على حجم الأيونات وشحنتها النسبية، فكلما زادت هذه الشحنة كلما كانت الرابطة أقوى.

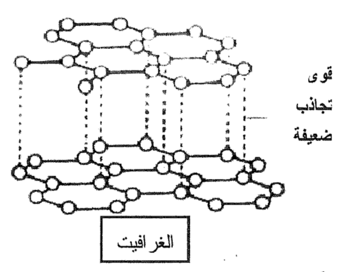
وبالنظر لكون التجاذب الكهربائي الساكن مرتفع في هذه البلورات طاقة الشبكة البلورية تكون عالية، وتكون المواد صلبة ذات درجة انصهار عالية، ولكنها تكون هشة لأنه عند طرق البلورات تنزلق الأيونات على بعضها مما يولد تنافراً بين الأيونات المتشابهة فتنفصل وتتكسر البلورات.

هذا وبالنظر لثبات الأيونات في مواقعها في الحالة الصلبة فإن هذه المواد تكون غير موصلة للكهرباء ولكنها تصبح موصلة فيما لو تحررت الأيونات ويتم ذلك عندما تذوب مكونة محاليل أو عندما تنصهر.

رابعاً- البلورات التساهمية:

في هذا النوع من البلورات توجد شبكة من الأواصر المشتركة تصل

بين ذرات المادة الصلبة كلها، ومن الأمثلة على هذه المواد الماس حيث ترتبط كــل ذرة بــأربع ذرات أخــرى بأواصــر مشــتركة ومــن أمثلتها الأخرى الغرافيت والكربوراندوم والمرو.



الغرافيت

ونظــراً للطبــيعة المتشــابكة من الأواصر التساهمية، فإن البلورات التساهمية تكون درجات انصهارها عالية وتكون شديدة القساوة.

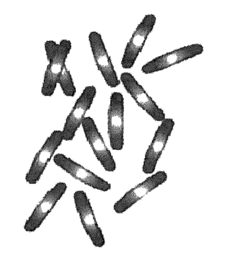
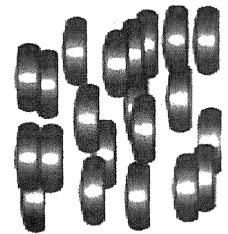
والمواد من هذا النوع رديئة التوصيل للكهرباء لأن الإلكترونات مثبتة في الأواصر التساهمية ولا يسمح لها بالحركة.

إن القوى الرابطة في هذا النوع من المواد الصلبة كما هو واضح هي أواصر تساهمية.

خامساً- البلورات السائلة:

تبين لنا مما سبق ما تمتاز به المواد الصلبة من ترتيب وتنظيم، ولكن هل يمكن للمواد السائلة أن تتخذ ترتيباً وتنظيماً شبيهاً بالمواد الصلبة على الرغم من حركتها العشوائية ؟

قد يحدث هذا الأمر في بعض أنواع السوائل التي يكون شكل جزيئاتها متطاولاً ويشبه عود الثقاب، فهذه الجزيئات يمكن أن تأخذ وضعاً عالياً من الترتيب والتنظيم مع احتفاظها بقدرتها على حرية الحركة.

إن قوى الجذب بين هذه الجزيئات هي قوى فان ديرفال الضعيفة والتي تزداد قوة كلما زاد حجم الجزيئات، وبما أن الجزيئات هنا متطاولة فهي كبيرة الحجـــم بعض الشيء وحينما تترتب بشكل طولي فإن التجاذب والترابط فيما بينها يكون أقوى.

وبســـبب مقدرة الجزيئات في هذه البلورات السائلة على تغيير اتجاهها أمكـــن استخدامها في تطبيقات مختلفة مثل الآلات الحاسبة والساعات الرقمية والموازين الإلكترونية وغيرها.


الفصل
الثامن
الجدول الدوري
والتركيب الإلكتروني

الجدول الدوري والتركيب الإلكتروني

تنظيم العناصر:

واصـــل الإنســـان اكتشـــافاته للعناصر منذ القدم، فقد عرف منها تسعة عناصـــر في الأزمنة القديمة، وازداد عددها ليصبح أربعة عشر عنصراً في عام (١٧٠٠)، ثــم تجــاوز عددهـــا الستين عنصر في مدة قرن ونصف القرن من الزمان.

ومـــع ازدياد أعداد العناصر المكتشفة، كان الإنسان عاكف على دراسة صـــفات هـــذه العناصـــر وأوجه التشابه والاختلاف بينها، وبناء على الصفات الظاهـــرة لكـــل عنصر كنشاطه وتفاعلاته مع الماء والهواء والحوامض تولدت الحاجة إلى تنظيمها ووضع تصنيف لها وبيان العلاقات بينها.

وعندما طرحت النظريات الذرية، وخاصة نظرية دالتون، اعتبر العلماء أن سبب التشابه أو الاختلاف بين العناصر يعود إلى التشابه أو الاختلاف ما بين ذراتهـــا، واعتـــبرت أهـــم صفة مميزة للذرة هي الكتلة الذرية، وكان دالتون قد افـــترض بأن العناصر تختلف في كتل ذراتها، فكان اتجاه النشاط الكيميائي نحو إيجـــاد الكتل الذرية للعناصر المعروفة، فتوافرت لدى العلماء قيم وأرقام تخص العناصر يمكن مقارنتها ودراسة العلاقات بينها، وبرز عدد من المحاولات لتنظيم العناصـــر وذلـــك بالرجوع إلى كتل ذراتها: حيث أصبحت الكتل الذرية المعيار المتـــبع لتنظـــيم العناصـــر وتصنيفها، ومن أبرز المحاولات الأولية التي نالت الاهتمام هي :

١- ثلاثيات دوبر آينر:

مـــن خـــلال التجارب والدراسات التي قام بها دوبر آينر توصل إلى أن الكتلة الذرية للسترونشيوم تقع بين الكتلة الذرية لعنصري الكالسيوم والباريوم

فعناصر الكالسيوم والباريوم والسترونشيوم تتشابه إلى حد كبير، وأنها تتدرج في صفاتها الطبيعية وسلوكها الكيميائي، فالسترونشيوم يتوسط في صفاته بين الكالسيوم والباريوم، حيث أن درجة انصهاره (٨٠٠ س) ودرجة انصهار الباريوم (٧١٠ س) ونشاطه في التفاعل مع الماء لإنتاج الهيدروجين أقل من نشاط الباريوم وأكثر من نشاط الكالسيوم.

وكذلك فإن كتلة السترونشيوم الذرية (٨٨) هي وسط ما بين الكتلة الذرية للكالسيوم (٤٠) والكتلة الذرية للباريوم (١٣٧)، وقادت هذه الملاحظات إلى محاولات دوبر آينر في البحث عن مجموعات أخرى تتألف من ثلاثة عناصر تتوسط صفات ثانيها ما بين صفات العنصر الأول وصفات العنصر الثالث.

وفي عام ١٨٢٩ اكتشف دوبر اينر السلوك نفسه لثلاثة عناصر أخرى هي الكلور والبروم واليود، أعقبها اكتشاف ثلاثية أخرى تضم الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم، مما دفع دوبر اينر لاقتراح قانون الثلاثيات، والذي ينص على أن العناصر تنتظم في ثلاثيات، بحيث تكون الكتلة الذرية للعنصر الأوسط تساوي معدل الكتلة الذرية للأول والثالث.

وقد لاقت فكرة الثلاثيات إقبالاً لدى العلماء ولكن لسوء الحظ اصطدم العلماء بحقيقة أن قيم الكتل الذرية للعناصر كانت في الغالب غير دقيقة.

٢- ثمانيات نيو لاندز:

كان العالم الإنكليزي جون نيولاندز من المهتمين بفكرة تنظيم العناصر في مجموعات (بشكل أعمدة) وفق زيادة كتلتها الذرية، فقد لاحظ نيولاندز بأن العناصر التي تتشابه خواصها تتكرر بشكل دوري بعد كل سبعة عناصر، أي أن العنصر الأول يشبه العنصر الثامن، والعنصر الثاني يشبه العنصر التاسع، وهكذا، وبذلك رتب العناصر ضمن صفوف أفقية يضم كل صف منها سبعة عناصر، ويقع العنصر الثامن مباشرة تحت العنصر الأول، والتاسع تحت الثاني وهكذا، وسميت مجموعاته بالثمانيات.

وقد نجح هذا الانتظام لأول (١٥) عنصراً معروفاً في ذلك الوقت.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La , Ce	Zr	Nb , Mo	Ru , Rh	Pd

ويعتبر تنظيم نيولاندز رائعاً ويتفق تقريباً مع الجدول الدوري الحديث من عنصر الليثيوم إلى عنصر الكالسيوم، حيث أن العناصر التي تقع في العمود الواحد في جدول نيولاندز تقع ضمن مجموعة واحدة في الجدول الدوري الحديث.

إلا أن العناصر التي تلي الكالسيوم في الكتلة الذرية لا يتفق ترتيبها في جدول نيولاندز مع الجدول الدوري الحديث، فمثلاً الحديد يقع ضمن مجموعة الأوكسجين، وهذه المجموعة تختلف كلياً في صفاتها عن صفات الحديد، فالحديد من الفلزات وعناصر الأوكسجين والكبريت من اللافلزات.

٣- تنظيم ماير:

أما العالم ماير فقد استرعى اهتمامه العلاقة ما بين كثافة بعض العناصر وبين كتل ذراتها، فمثلاً: كثافة عنصر السيزيوم (١,٩٠ غ/سم^{3}) وكثافة عنصر الباريوم (٣,٧٨) غ/سم^{3} أي ما يقارب ضعفي كثافة عنصر السيزيوم إلاّ أن كتلتي ذرتي العنصرين متقاربتان (الباريوم ١٣٧,٣، السيزيوم ١٣٢,٩).

ومن خلال هذه الملاحظة استنتج ماير أن حجم ذرة السيزيوم هو تقريباً ضعفي حجم ذرة الباريوم، فوضع ترتيباً للعناصر حسب حجم ذراتها، فتكونت لديه حجوم نسبية للذرات بالإضافة إلى الصفة الأخرى للذرات وهي الكتل

الذرية، وتوافر هاتين الصفتين دعاه إلى أن يبحث عن العلاقة التي تربط بينهما، ووضع رسماً بيانياً لذلك وقد بين هذا الرسم أمران رئيسيان هما :

- وجود خاصية دورية في صفات العناصر، فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم تتشابه فيها الصفات وتتدرج، حيث أن العنصر الذي يأتي بعد الليثيوم يشبه العنصر الذي يأتي بعد الصوديوم، ويشبه العنصر الذي يأتي بعد البوتاسيوم وهكذا.
- عدد العناصر بين عنصري الليثيوم والصوديوم يساوي عدد العناصر بين عنصري الصوديوم والبوتاسيوم، إلا أن عدد العناصر بين البوتاسيوم والروبيديوم يساوي ضعفي العدد السابق لكنه يساوي العدد بين الروبيديوم والسيزيوم.

٤- تنظيم مندليف:

اهتم العالم مندليف بدراسة العلاقة بين ذرية العناصر والكتلة الذرية، فقد كان العلماء الكيميائيين يعرفون عن ذريات العناصر ويطلقون عليها كلمة "القوة" أو "القدرة" وكانت تعني لهم آنذاك – قدرة ذرات العناصر على الارتباط بالهيدروجين، فقدرة الهيدروجين على الارتباط هي (١)، والأوكسجين (٢)، والنتروجين (٣)، أي أن ذرة الهيدروجين تستطيع الارتباط بذرة واحدة، والأوكسجين يستطيع الارتباط بذرتين وهكذا.

ولاحظ مندليف بأن ذريات العناصر المعروفة لديه تتغير بشكل دوري في القائمة التي يظهر فيها تسلسل الكتل الذرية، حيث أن هذه الذرية تبدأ من (١) وتصل إلى (٤) وتنقص لتصل (١) مرة أخرى، ثم تأتي بداية جديدة من (١)، حيث أن العناصر النبيلة (الخاملة) لم تكن معروفة في ذلك الوقت.

فاستنتج مندليف بأن هناك دورية في ترتيب العناصر، فالدورة الواحدة (المتسلسلة في الكتلة الذرية) تبدأ بالذرية (١)، وتشمل ٧ عناصر، فقام بوضع

جدول يمثل هذه الدورية عرف بجدول مندليف الدوري.

وقد امتاز جدول مندليف بقدرته على التنبؤ بعناصر جديدة وتفسير ما يستجد فمثلاً:

أ- تمكن من تصحيح قيم الكتل الذرية لبعض العناصر، فالكتلة الذرية للبريليوم كانت سابقاً ١٤ ولكن في جدول مندليف لا يوجد فراغ لمثل هذه الكتلة، فتنبأ بكتلة ذرية للبريليوم تساوي ٩، ووجد فيما بعد أن الكتلة الصحيحة له هي ٩,٠١٣، وهناك قيماً أخرى غير صحيحة كانت معطاة لكتل الانديوم واليورانيوم، فقام مندليف بتصحيحها بناء على جدوله.

ب – تمكن من التنبؤ بوجود عناصر جديدة لم تكن مكتشفة أو أن صفاتها لم تكن محددة مسبقاً، فترك لها فراغات في جدوله.

جـ – تفسير وجود وسلوك عناصر اكتشفت فيما بعد ولم يتنبأ بها مندليف، لذلك لم يترك لها فراغات في جدوله، فهو لم يتنبأ بوجود مجموعة العناصر التي عرفت بالغازات الخاملة والتي تسمى الآن الغازات النبيلة، إنها لم تعد خاملة تماماً، بل تمكن العلماء من تحضير مركبات لها ما عدا الهيليوم، وعند اكتشاف هذه العناصر ومعرفة خمولها، تبين أن بالإمكان إدخالها في صف مكمل لجدول مندليف، فاحتلت العمود الثامن الذي أعطيت عناصره مجموعة تساوي صفراً (نظراً لخمولها)، وبذلك لم تسبب هذه الإضافة أي خلل في جدول مندليف، بل اعتبر هذا الاكتشاف مؤيداً وداعماً لجدوله.

وفي ضوء المستجدات والحقائق العلمية الجديدة أصبح جدول مندليف بحاجة إلى تعديل وبناء على أسس جديدة، ومن ابرز المستجدات التي توقف عندها جدول مندليف ولم يتمكن من استيعابها اكتشاف مجموعات من العناصر التي عرفت بالعناصر الترابية النادرة، ولم يكن لها مكان فيه، وكذلك اكتشاف مكونات الذرة، وما تبع ذلك من تفاعلات شملت أنوية الذرات.

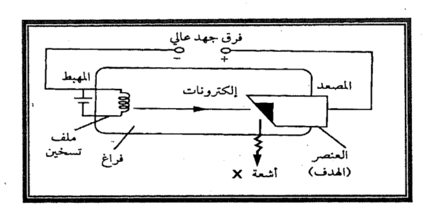
الجدول الدوري الحديث:

كان العلماء في السابق يعتقدون بأن ذرات العنصر الواحد متساوية في الكتلة الذرية، وقد تم اكتشاف نظائر للعناصر الموجودة آنذاك تختلف في الكتلة، مثل عنصر الرصاص الذي يشتمل على ثلاث نظائر كتلتها (٢٠٦)، (٢٠٧)، (٢٠٨)، وجميع هذه النظائر لها نفس الخصائص الكيميائية للرصاص.

١- العدد الذري:

بعد أن توصل العلماء لمكونات الذرة وعرفوا بأن العدد الذري هو عدد البروتونات الموجودة في نواة الذرة، وفي الذرة المتعادلة يكون عدد الإلكترونات الموجودة حول النواة مساوياً لعدد البروتونات في النواة، أي أن العدد الذري يمثل أيضاً عدد الإلكترونات التي تمتلكها ذرة العنصر، ثم توصلوا بعد ذلك إلى معرفة الأعداد الذرية (أعداد البروتونات) للعناصر.

فعندما درس العالم رونتجن الأشعة المهبطية في أنابيب التفريغ لاحظ بأن الأشعة المهبطية عند انطلاقها من القطب السالب واصطدامها بالقطب الموجب، تسبب إصدار إشعاعات من هذا القطب الموجب ذات طاقة عالية وقد أطلق عليها اسم أشعة (X). كما في الشكل:



ثم لاحظ الكيميائي الإنكليزي هنري موزلي وهو يدرس عن الأشعة السينية (وهي إشعاعات ضوئية كهرومغناطيسية لها قدرة كبيرة على اختراق

الأجسام) أن طول موجة الإشعاع يتغير بتغير العنصر المستخدم في القطب الموجب، (وهو القطب الذي تصدر عنه الأشعة بعد اصطدام الإلكترونات به)، فالعنصر الأثقل أي الذي كتلة ذراته أكبر، يكون طول موجة شعاعه أقصر (طاقته أعلى) أي أن لكل عنصر أشعة سينية خاصة به.

وقد تمكن موزلي من إيجاد علاقة بين طاقة الأشعة السينية (طول موجتها) وموقع العنصر في الجدول الدوري، حيث أن موقع العنصر وترتيبه في الجدول الدوري المعروف وقتذاك، حسب تسلسل كتلة ذرته، فكان الهيدروجين يتصدر قائمة العناصر، وبعده الهيليوم، وهكذا حتى اليورانيوم في نهاية القائمة.

وقد أعطى موزلي كل عنصر رقماً متسلسلاً هو بمثابة رتبة لذلك العنصر، فأعطى للعنصر الذي ينتج أشعة سينية ذات طاقة أقل (طول الموجة أعلى) رقماً أقل، وأطلق على ذلك الرقم: العدد الذري، فالهيدروجين يأخذ الرقم (١) وبعده الهليوم رقم (٢)، ثم الليثيوم رقم (٣)، وهكذا إلى آخر القائمة المعروفة، وبذلك يتطابق رقم العنصر مع موقعه المتسلسل في الجدول الدوري، فتوصل إلى النتيجة الآتية:

" تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رتبت حسب تسلسل أعدادها الذرية".

وتبين لموزلي فيما بعد أن هذا الرقم الذي سمي بالعدد الذري يساوي شحنة النواة التي تمثل عدد البروتونات، لذلك أصبح العدد الذري لأي ذرة يمثل عدد بروتوناتها.

نظرية بور:

في عام (١٩١٣) تمكن العالم الدانماركي بور من وضع نظرية لتفسير سلوك العناصر والصفات الدورية فيها بالاعتماد على توزيع الإلكترونات في الذرات.

وهذه النظرية تعطي تصوراً عن الذرة يشبه مضمونها النظام الشمسي،

ففي الذرة نواة موجبة الشحنة، تدور حولها الإلكترونات في مدارات دائرية محددة تعرف بالمدارات الرئيسة (أو الأغلفة أو الطبقات)، وتبقى في هذه المدارات ولا تغيرها إلا إذا اكتسبت أو فقدت طاقة، فالإلكترون في ذرة الهيدروجين مثلاً يدور في مدار دائري محدد البعد عن النواة، فإذا اكتسبت الذرة طاقة فان الإلكترون ينتقل إلى مدار دائري آخر أكثر بعداً عن النواة، ولكل مدار أو طبقة سعة محددة من الإلكترونات، فيتسع أقرب مدار لإلكترونين فقط، والثاني لثمانية، والثالث لثمانية عشر إلكتروناً.

	الغلاف الرئيس الأول	الغلاف الرئيس الثاني	الغلاف الرئيس الثالث
	المدار الأول	المدار الثاني	المدار الثالث
سعة الإلكترونات :	١	٨	١٨

فيكون للهيدروجين وفق هذا النموذج مدار واحد يدور فيه إلكترون واحد، والليثيوم له مداران، الأول ممتلئ بإلكترونين، والثاني يدور فيه إلكترون واحد، والصوديوم الذي عدده الذري (١١) أي أن في ذراته (١١) إلكتروناً، فله ثلاث مدارات، الأول ممتلئ بإلكترونين والثاني ممتلئ بثمانية، والثالث يدور فيه إلكترون واحد.

وعند مقارنة أعداد إلكترونات المدارات الأخيرة لهذه العناصر الثلاثة نجد أن كلاً منها يحتوي على نفس العدد من الإلكترونات (أي إلكترون واحد) وتقع جميعها في عمود واحد في الجدول الدوري، إذ إن لكل منها ذرية واحدة (قدرة ارتباط) تساوي واحداً، ولها صفات مشتركة (ما عدا الهيدروجين).

وكذلك ذرية البوتاسيوم هي واحد أيضاً، وتشبه صفاته صفات الصوديوم والليثيوم، وموقعه في الجدول الدوري في نفس عمودهما (مجموعتهما) وتتوزع إلكتروناته التسعة عشر في أربع مدارات وعلى النحو التالي:

رقم المدار	سعته القصوى من الإلكترونات	عدد الإلكترونات الموجودة	مدى امتلاء المدار
الأول	٢	٢	**كامل**
الثاني	٨	٨	**كامل**
الثالث	١٨	٨	**غير كامل**
الرابع	٣٢	١	**غير كامل**

ويتضح من هذا التوزيع ما يأتي :

أ- عدد الإلكترونات في المدار الأخير (واحد) وهو بذلك يساوي عدد الإلكترونات في المدار الأخير لذرتي الصوديوم والليثيوم.

ب- المدار الثالث (الذي يسبق المدار الأخير) غير ممتلئ، حيث أن عدد الإلكترونات في هذا المدار هو ثمانية.

وقد توصل بور إلى النتيجة الآتية التي اعتمدها في تفسير الجدول الدوري : "يرتبط موقع العنصر في الجدول الدوري بعدد الإلكترونات الواقعة في مداره الأخير".

وهذه النتيجة توجهنا دائماً لمعرفة عدد الإلكترونات في المدار الأخير في ذرات العناصر، حيث أن عددها هو الذي يقرر موقع العنصر في الجدول الدوري وذراته، كما أنه يحدد سلوك العنصر وصفاته، لذلك يعرف هذا المدار بمدار الذرية.

وقد ساعد هذا التصور عن الذرات على فهم وتفسير بعض سلوك العناصر، ولكنها واجهت صعوبات في تفسير خواص العناصر وسلوكها، كعدم امتلاء المدار قبل الأخير عند توزيع الإلكترونات في ذرة البوتاسيوم مثلاً.

٢-مستويات الطاقة:

إن النموذج الذري الذي قدمه بور وضع توزيعاً منظماً للإلكترونات، إذ

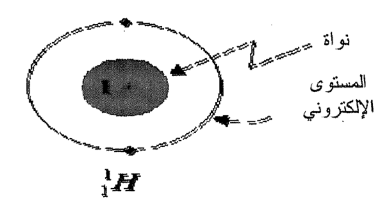
أن لكل إلكترون غلافاً أو مداراً رئيسياً يدور فيه، وتختلف هذه المدارات في بعدها عن النواة، فالمدار الأول قريباً من النواة، ثم يزداد بعدها تباعاً، فالمدار الثاني أبعد من الأول والثالث أبعد من الثاني، وهكذا.

ويكون للإلكترون طاقة محددة في كل مدار تبعاً لبعد المدار عن النواة فكلما كانت طاقة الإلكترون أكثر كان أبعد عن النواة، وتعتمد قوة الجذب بين الإلكترون السالب والنواة الموجبة، وكذلك طاقة وضع الإلكترون، على بعد الإلكترون عن النواة فكلما قل البعد بينهما ازداد التجاذب وكبرت القوة وأصبحت طاقة الوضع أقل، لذلك تكون طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول القريب من النواة أقل من طاقة وضع الإلكترون في المدار الثاني.

فالإلكترونات تدور حول النواة في مستويات متتابعة في البعد عنها، وتزداد هذه المستويات في طاقتها وحجمها كلما ابتعدنا عن النواة ويكون أصغرها حجماً وطاقة هو المستوى الأول الأقرب إلى النواة.

المستوى الأول (١) وهو أقربها إلى النواة، والمستوى السابع (II7) وهو أبعدها عن النواة، ويوجد هذا المستوى في عدد قليل من العناصر الثقيلة وأولها عنصر السيزيوم **Cs_{87} I** وما يليه من عناصر.

لنأخذ مثالاً بسيطاً على تركيب الذرة وهو عنصر الهيدروجين، وهو أخف العناصر على الإطلاق، لذلك يحتل المربع الأول في الجدول الدوري وعدده الذري (١) أي أن نواته تحوي بروتون واحد، وتمتاز ذرة الهيدروجين بأنها الوحيدة، من بين ذرات العناصر المعروفة كلها، التي لا يوجد في نواتها نيوترونات، يوجد مقابل البروتون إلكترون واحد يعادله.



المعالم الرئيسة للجدول الدوري :

رتبت جميع العناصر في الجدول الدوري حسب تزايد أعدادها الذرية، فالعناصر التي لها نفس رقم المدار الأخير رتبت بشكل صفوف أفقية ودعيت (الدورات).

رقم الدورة = رقم المدار الأخير

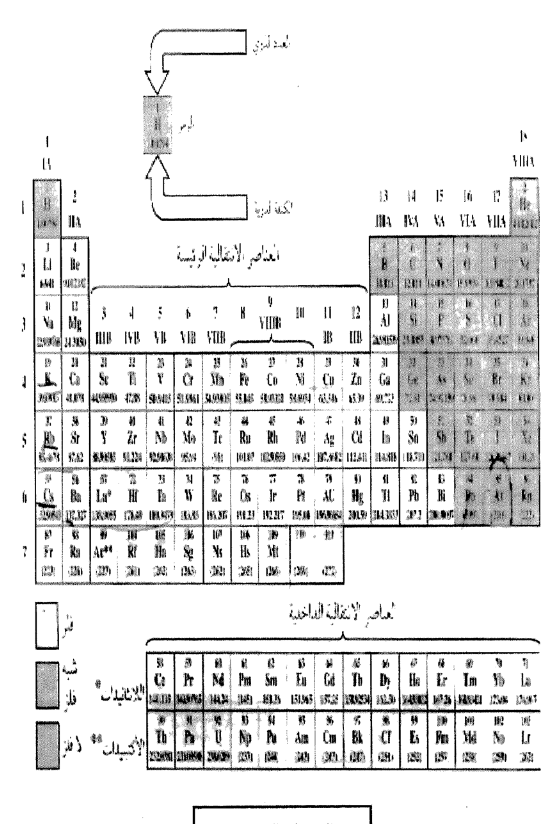
أما العناصر التي لها نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير فرتبت بصورة عمودية ودعيت مجموعات (زمر) :

رقم الزمرة (المجموعة) = عدد الإلكترونات في المدار الأخير

أ- الدورات:

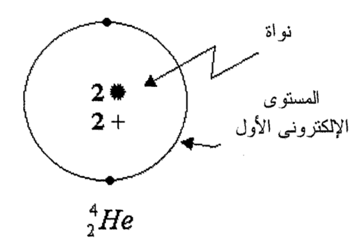
تتوالى العناصر في الدورة الواحدة حسب تدرج أعدادها الذرية، فتبدأ الدورة الأولى بالهيدروجين وتنتهي بالهليوم (عنصر نبيل) وفيه عنصران عدداهما الذريان (١) و (٢) على التوالي، وتتوزع الإلكترونات في ذرتيهما على المدار الأول الذي سعته القصوى إلكترونان.

الدورة الأولى في الجدول الدوري تحوي عنصرين هما الهيدروجين والهليوم، وهي تمثل مستوى الطاقة الذري الأول وهذا المستوى يتسع لإلكترونين لا أكثر، لذلك فهذه الدورة تمتلئ تماماً بعنصري الهيدروجين والهليوم.



الجدول الدوري

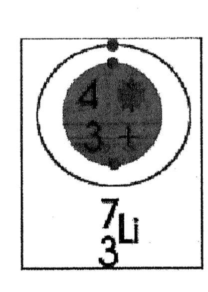
ولنمثل الآن ذرة عنصر الهليوم بالرسم (He)، حيث يمثل الرقم (2) العدد الذري، إذن يوجد في نواة ذرة الهليوم (٢) إلكترون.



$^{4}_{2}He$

أما الرقم فيمثل (4) العدد الكتلي الذي هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في النواة، إذن عدد النيوترونات في نواة ذرة الهليوم (4 - 2 = 2) أما في مستوى طاقته الأول فيوجد اثنان من الإلكترونات السالبة يعادلان شحنة البروتونين الموجبين الموجودين في النواة، ونذكر أن شحنة الإلكترون السالبة تعادل شحنة البروتون الموجبة، أما النيوترون فلا يحمل شحنة.

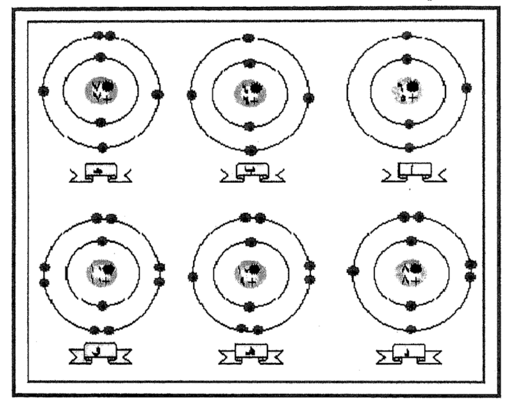
وتبدأ الدورة الثانية بالليثيوم الذي تتوزع فيه الإلكترونات في مدارين رئيسيين وتنتهي بالنيون وهكذا بالنسبة لبقية الدورات، وتبدأ كل دورة ماعدا الدورة الأولى بعنصر يكون في مستوى الطاقة الأخير لذرته إلكترون واحد وتنتهي بعنصر يكون في مستوى الطاقة الأخيرة لذرته ثمانية إلكترونات، وعدد عناصر هذه الدورة هو ثمانية عناصر. ولنمثل الآن برسم بسيط ذرة عنصر الليثيوم Li.



مثل ولونا بالرسم بقية ذرات عناصر الدورة الثانية وهي:

و	هـ	د	ج	ب	أ
Ne	F	O	N	C	B

سنكتشف أن مستوى الطاقة الذري الثاني قد امتلأ تماماً بالالكترونات وحدث هذا الامتلاء الكامل في ذرة عنصر النيون، كما سنكتشف إن الدورة الثانية في الجدول الدوري التي تمثل المستوى الثاني قد وصلت إلى سعتها العظمى وهي ثمانية عناصر.



وتتدرج صفات العناصر في الدورة الواحدة بالتغيير من الصفات الفلزية إلى الصفات اللافلزية، فتبدأ الدورة بعنصر فلزي قوي وبالاتجاه إلى يمين الدورة أي بازدياد العدد الذري تقل الخواص الفلزية تدريجياً لتظهر خواص أشباه الفلزات ومن ثم الخواص اللافلزية وتنتهي بعنصر نبيل.

وعند النظر في الجدول الدوري الحديث نجد صفان من العناصر الواقعة خارج الجدول:

- **الصف الأول:** ويشمل أربعة عشر عنصراً تبدأ بعنصر السيريوم Ce_{58} وتنتهي بعنصر اللوتيتيوم Lu_{71} ، ومكان هذه العناصر في الدورة السادسة فلا يوجد متسع لها في الدورة وتسمى أشباه اللانثانيوم (اللانثانيدات) لأنها تتدرج بعده وتشبهه في صفاته.
- **الصف الثاني:** ويشمل أيضاً أربعة عشر عنصراً ومكانها في الدورة السابعة وتسمى أشباه الأكتينيوم (الأكتينيدات).

ب – الزمر (المجموعات):

تتشابه عناصر الزمرة الواحدة في أغلب خواصها الكيميائية فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم من عناصر المجموعة الأولى التي تعرف بالعناصر القلوية وهيدروكسيداتها قواعد قوية (قلويات) مثل NaOH, KOH.

وتتشابه صفات هذه العناصر الطبيعية وتفاعلاتها ومركباتها إلى حد كبير ولكنها ليست متطابقة تماماً إذ أن هناك بعض الاختلافات بينها وهي اختلافات متدرجة ومنتظمة فمثلاً:

- تملك جميع هذه العناصر خواص فلزية (توصل التيار الكهربائي).
- لها درجات انصهار منخفضة (مقارنة بالفلزات الأخرى) وتتناقص درجات الانصهار هذه تدريجياً من الليثيوم (١٨١° س) إلى السيزيوم (٢٩°س).
- جميع هذه العناصر ذات نشاط كيميائي عال فهي تتفاعل بشدة مع الماء والهواء وأنشط هذه العناصر السيزيوم وأقلها نشاطاً الليثيوم.
- لها نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير، وتختلف خصائص

كــل عنصــر فيها عن الآخر باختلاف عدد مستويات الطاقة، وهذا هو ســبب التشــابه في أغلب الصفات بين عناصر هذه الزمرة حيث يوجد إلكــترون واحــد فــي مستوى الطاقة الأخير وثمانية إلكترونات (ماعدا الليثيوم) في المستوى قبل الأخير، أي أن ذَريّتها جميعها هي واحد.

Li_3: ٢، ١ Na_{11}: ٢، ٨، ١ K_{19}: ٢، ٨، ٨، ١

أمــا الــتدرج في الصفات كالتزايد التدريجي في النشاط الكيميائي فيعود ســبب ذلــك إلى زيادة بعد مستوى الطاقة الأخير عن النواة، فالإلكترون الأبعد تكون طاقته أعلى وتسهل زحزحته وإزالته من الذرة.

المجموعــات إذا تأملنا في الجدول الدوري نجد أن كل مجموعة أعطيت رقماً واستخدم في ترقيمها الأرقام اليونانية القديمة وهي:

10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
X	IX	VIII	VII	VI	V	IV	III	II	I

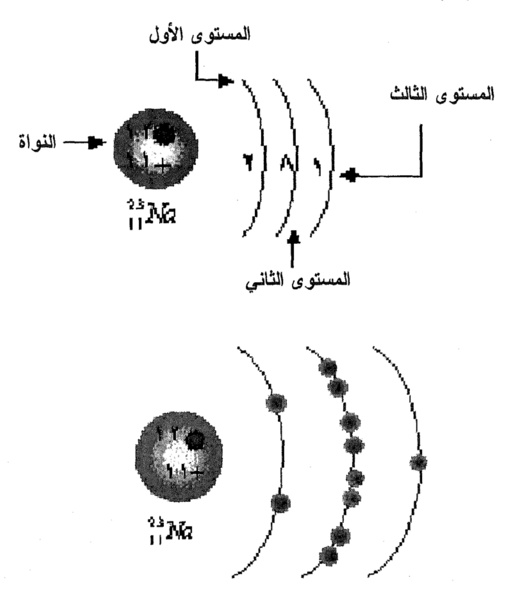
مــع أحد الحرفين الأبجديين A أو B فمثلاً المجموعة التي ينتمي إليها الصوديوم (Na) هي المجموعة IA.

وتقع مجموعات A في الطرفين الأيسر والأيمن للجدول الدوري يفصل بيــنهما تســمى عناصــر مجموعات B عناصر مجموعات A باسم العناصر الممثلة.

المجموعــات B إما تقع في وسط الجدول الدوري والمجموعة الثامنة مــنها تجمع ثلاث عناصر متجاورة في كل دورة Fe, Co, Ni, وتعرف باسم الثلاثيات وتسمى عناصر مجموعات (B) كلها باسم العناصر الانتقالية، وتضم أيضــاً عناصر الدورتين السادسة والسابعة، اللتين أفرد لهما مكانا خاصاً أسفل الدورة السابعة في الجدول الدوري.

وينتمي عناصر مجموعات B الكثير من العناصر المشهورة والمألوفة لنا ومنها، الفضة، والخارصين، والكروم، والمنغنيز.

وكثـــيرا مـــا نمثل توزيع الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الذريـــة بطـــرق أبسط من الرسم الكامل وذلك لغرض السرعة، وسنمثل لهذه الطـــرق الســـريعة متخذيـــن ذرة الصوديوم كمثال (Na)، وتتكون من (١١) بروتون و(١٢) نيوترون و(١١) إلكترون.



توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة:

رقم المستوى n	اسم المستوى	أكبر عدد يمكن أن يستوعبه المستوى من الإلكترونات
1	s	2
2	p	8
3	d	18
n	.....	2(n)
.........تتدرج مستويات الطاقة من المستوى الأول إلى الثاني فالثالث .		

المســـتوى الخارجـــي للطاقة لا يزيد عدد إلكتروناته عن ٨ و لو اتسع لأكثر من ذلك:

أمثلة :

الذرة	توزيع الإلكترونات d	p	s	عدد إلكترونات التكافؤ	ملاحظة	الأيون المناسب
$_{3}Li$	2	1		1		Li^{+}
$_{12}Mg$	2	8	2	2	الذرة تفقد إلكترونات	Mg^{+2}
$_{13}Al$	2	8	3	3		Al^{+3}
$_{9}F$	2	7		7		F^{-}
$_{8}O$	2	6		6	الذرة تكتسب	O^{-2}
$_{15}P$	2	8	5	5	إلكترونات	P^{-3}

تصنيف العناصر:

يمكن تصنيف العناصر بناء على صفاتها أو سلوكها أو تركيبها ومكونات ذراتها، ومن هذه التصنيفات التي تساعد على دراسة العناصر:

١- الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات :

تشـكل الفلزات ما يقارب ٧٠% من العناصر وتظهر في الجهة اليسرى مـن الجدول الدوري، أما اللافلزات فتوجد في أعلى الجهة اليمنى من الجدول، ويفصل بينهما عناصر لها صفات بين الفلزات واللافلزات، وتعرف هذه العناصر بأشباه الفلزات وهي عناصر At, Te, Sb, As, Ge, Si, B.

وتـتدرج خـواص الفلـزات وكذلك اللافلزات تبعاً لموقعها في الجدول الدوري إذ تقل الخواص الفلزية وتزداد الخواص اللافلزية تدريجياً بالانتقال إلى يمين الدورة الواحدة أي بازدياد العدد الذري لتظهر خواص أشباه اللافلزات ومن ثـم الخواص اللافلزية وتنتهي الدورة بعنصر نبيل، أو بالانتقال من الأسفل إلى الأعلى في الزمرة الواحدة.

٢- العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية :

يلاحظ في الجدول الدوري أن هنالك نوعان من الزمر تم تصنيفها على أسـاس الـتوزيع الإلكترونـي الحديث هما B و A وتدعى زمر A العناصر الممثلة، أما زمر B فتدعى العناصر الانتقالية وتختلف صفات عناصر كل من الزمرتين حسب التركيب الإلكتروني لكل عنصر.

٣-العناصر المشعة والعناصر غير المشعة

مـن بين العناصر المعروفة والمدرجة في الجدول الدوري هناك ثمانية وعشرون عنصراً مشعاً بالإضافة إلى الكثير من نظائر العناصر الأخرى المشعة أيضاً، وقد تم اكتشاف بعض هذه العناصر والنظائر في مكونات الكرة الأرضية وبعضها الآخر تم تحضيرها صناعياً من عناصر أخرى.

ولهـذه العناصـر المشعة ونظائرها أهمية خاصة في حياة الإنسان ولها علاقـة مهمة بمكونات الكون والطاقة، لذلك سنقوم بدراستها وتعريف بعض هذه العناصر وخواصها بشكل مفصل في الفصل التالي.

البناء الإلكتروني والجدول الدوري :

١- تــتألف الذرة من نواة في الوسط يحيط بها عدد من الأغلفة (الرئيسية)، ويرمــز لكــل غــلاف رئيســي بالرمز (n) أقرب إلى النواة ثم الغلاف الرئيسي الثاني (L) ثم الثالث (M) ثم الربع (N) وهكذا....

٢- يــتكون كــل غلاف رئيسي من أغلفة ثانوية، وأن عدد الأغلفة الثانوية الموجــودة فــي أو ضــمن الغلاف الرئيسي الواحد يساوي رقم الغلاف الرئيسي.

- الغلاف الرئيسي الأول يتكون من غلاف ثانوي واحد فقط يرمز له (S).
- الغلاف الرئيسي الثاني يتكون من غلافين هما (S)، (P).
- الغلاف الرئيسي الثالث يتكون من ٣ أغلفة ثانوية (S)، (P)، (d).
- الغلاف الرئيسي الرابع يتكون من ٤ أغلفة ثانوية (S)، (P)، (d)، (F).

٣- يكتب رقم الغلاف الرئيسي إلى يسار رمز الغلاف الثانوي مثل الغلاف الرئيسي الأول (1S) والغلاف الرئيسي الثاني 2S 2P والرئيسي الثالث 3S 3P 3d والرئيسي الرابع 4S 4P 4d 4f.

٤- يستوعب كل غلاف ثانوي عدداً من الإلكترونات، فالغلاف (S) يستوعب إلكترون أو إلكترونين.

- الغلاف (P) يستوعب من (١-٦) إلكترون.
- الغلاف (d) يستوعب من (١-١٠) إلكترون.
- الغلاف (f) يستوعب من (١-١٤) إلكترون.

٥- مســتويات الطاقة / يكون للإلكترون طاقة محددة في كل غلاف تبعاً لبعد الغلاف عن النواة فكلما كانت طاقة الإلكترون أكثر كان أبعد عن النواة.

$1S \quad 2S^2 \quad 2P^6 \quad 3S^2 \quad 3P^6$

أقل طاقة   ازدياد طاقة الإلكترون   أكثر طاقة

إن سـبب حصـول تداخل بين الأغلفة الثانوية التي تعود لأغلفة رئيسية مختلفة هو كلما ازداد تمام الغلاف الرئيسي ازدادت طاقة الإلكترونات الموجودة فـيه وقلـت المسـافة بين غلاف رئيسي وآخر لذلك يحصل تداخل بين الأغلفة الثانوية.

ومـثال ذلـك: لا يأتي الغلاف الثانوي (3d) بعد الغلاف الثانوي (3P) مباشرة.

وسبب ذلك لأنه عندما يكون 3d فارغاً أو غير ممتلئ بالإلكترونات فإن الغلاف الثانوي (4S) يتداخل بين (3d) (3P)، ولكن بعد الانتهاء من ملئ (3d) بالإلكترونات تنخفض طاقته ليحتل مستوى تحت الغلاف الثانوي (4 S) أي يأتي (3d) بعد (3P).

البنية الإلكترونية:

تحـتوي الأغلفة الثانية على الأوربيتالات، والأوربيتال: هو عبارة عن حيزمـن الفـراغ خارج النواة يقضي فيه الإلكترون معظم وقته (أو إلكترونان) ويمكن تمثيل الأوربيتال بمربع أو دائرة.

ملاحظة:

(لا علاقة للشكلين بالشكل الحقيقي للأوربيتال) حيث :

- يحتوي الغلاف الثانوي (S) على أوربيتال واحد.
- يحتوي الغلاف الثانوي (P) على ٣ أوربيتالات.
- يحتوي الغلاف الثانوي (d) على ٥ أوربيتالات.
- يحتوي الغلاف الثانوي (f) على ٧ أوربتالات.

كيفية ملئ الأغلفة بالإلكترونات :

١- تملأ الأغلفة الرئيسية ابتداءاً من أقلها طاقة (الغلاف الأول).

٢- ضمن الغلاف الرئيسي الواحد تملأ الأغلفة الثانوية ابتداءاً من S ثم P ثم d.

٣-في حالة الأغلفة الثانوية التي تحتوي على أكثر من أوربيتال واحد تدخل الإلكترونات بصورة منفردة وعندما تمتلئ الأوربيتالات بالإلكترونات المنفردة تدخل الإلكترونات الأخرى مزدوجة مع الإلكترونات المنفردة وهكذا....

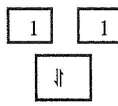
1	1	1

مثال :

لتوزيع الإلكترونات في الغلاف الثانوي 4P بالشكل التالي حيث تدخل الإلكترونات بشكل منفرد في الأوربيتالات أما الإلكترون الرابع فيزدوج مع الإلكترون الأول.

1	1	1

٤- يشار للإلكترون الأول للأوربيتال بسهم قصير متجه للأعلى أو للأسفل وعند وجود إلكترونين في أوربيتال فيشار للإلكترونين بسهمين متعاكسين.



سؤال: ما سبب ما يأتي؟

١-عدم تنافر الإلكترونين الموجودين في نفس الأوربيتال ؟

وذلك للتغلب على التنافر بين شحنتي الإلكترونين ضمن الأوربيتال الواحد حيث يتعاكس اتجاه دوران كل منهما حول محوره مع الآخر مولداً بذلك

مجال مغناطيسي بعكس اتجاه المجال المغناطيسي للإلكترون الآخر فيتجاذب معه مغناطيسياً.

٢- امتلاء الغلاف الثانوي 3P بالإلكترونات بعد امتلاء الغلاف 3S؟

لأن مستوى الطاقة 3S أقل من 3P حيث تملأ الأغلفة الثانوية بالإلكترونات أولاً بأقلها طاقة.

٣- تتوزع الإلكترونات بشكل منفرد على الأوربيتالات؟

وذلك تجنباً للتنافر الكهربائي بين شحناتها.

كيفية كتابة البنية الإلكترونية للذرة:

لكتابة البناء الإلكتروني لأي ذرة يجب معرفة العدد الذري للذرة حيث العدد الذري = عدد الإلكترونات في أغلفة الذرة المتعادلة كهربائياً.

ويكتب العدد الذري إلى أسفل يسار رمز العنصر. مثل $_{11}Na$، $_{8}O$، $_{1}H$.

تسلسل مستويات الطاقة لأوربيتالات الأغلفة المختلفة :

تتسلسل مستويات الطاقة بالشكل التالي:

1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4P 5S 4d 5P 6S 4f 5d 6P 7S

ملاحظات مهمة:

في حالة امتلاء d بـ ١٠ إلكترونات تنخفض طاقته ليحتل مستوى طاقة تحت 4S ويصبح الترتيب:

$1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $3d^{10}$ $4S^2$ $4P^5$

فإذا كان d غير مشبع ممتلئ بالإلكترونات فيبقى الترتيب الإلكتروني وفق القاعدة بدون تغيير.

كيف تحدد الغلاف الخارجي:

إن الذي يحدد الغلاف الخارجي للذرة هو الغلاف الرئيسي وليس الغلاف الثانوي.

أمثلة:

$3S^1$ الغلاف الخارجي هو $_{11}Na$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^1$

$2S^2$ $2P^4$ الغلاف الخارجي هو $_{8}O$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^4$

ترتيب لويس:

يشير هذا الترتيب إلى إلكترونات الغلاف الخارجي في مستوى الطاقة S ، P فقط، ويكتب رمز العنصر الكيميائي محاطاً بنقاط تمثل كل نقطة إلكترون واحد وكل نقطتين مزدوج إلكتروني حيث يستوعب هذا الترتيب (٨) إلكترونات في كل جهة من الرمز إلكترونين، حيث أن (٨) إلكترونات هي مجموع إلكترونات S، P توزع بشكل انفرادي ثم تزدوج الإلكترونات المنفردة كما في الأوربيتالات. يحتوي الجدول الدوري على ثمانية زمر (مجموعات) وسبع دورات.

الزمرة الثامنة (الأخيرة):

تعطي الرقم صفر (الزمرة صفر) وهي زمرة الغازات النبيلة.

ns^2 np^6 غلافها الخارجي $_{54}Xe$, $_{36}Kr$, $_{18}Ar$, $_{10}Ne$, $_{2}He$

الزمرة السابعة (زمرة الهالوجينات):

وتشـــتمل على عناصر $_{53}I$, $_{35}Br$, $_{17}Cl$, $_{9}F$ وصيغة غلافها الخارجي ns^2 np^5.

أقسام الجدول الدوري :

الجـــزء الأول: أقصـــى يســـار الجـــدول الدوري ويشمل جميع عناصر الزمرتيـــن (١،٢) لكافة الدورات، عدا الهليوم $_{2}He$ الذي يوضع في أقصى يمين الجدول مع عناصر الزمرة الثامنة (صفر).

البنية الإلكترونية الخارجية لعناصر الزمرة الأولى هي ns^1 } حيث n رقم الدورة.
البنية الإلكترونية الخارجية لعناصر الزمرة الثانية هي ns^2

إن الاختلاف بين عنصر وآخر في نفس الزمرة هو فقط في عدد الأغلفة الرئيسية الداخلية المشبعة بالإلكترونات – مثال – عناصر الزمرة الأولى.

دورة ١ $_{1}H$ $_{1}s^{1}$

دورة ٢ $_{3}Li$ $_{1}s^{2}$ $_{2}s^{1}$

دورة ٣ $_{11}Na$ $_{1}s^{2}$ $_{2}s^{2}$ $_{2}p^{6}$ $_{3}s^{1}$

دورة ٤ $_{19}K$ $_{1}s^{2}$ $_{2}s^{2}$ $_{2}p^{6}$ $_{3}s^{2}$ $_{3}p^{6}$ $_{4}s^{1}$

دورة ٥ $_{37}Rb$ $_{1}s^{2}$ $_{2}s^{2}$ $_{2}p^{6}$ $_{3}s^{2}$ $_{3}p^{6}$ $_{3}d^{10}$ $_{4}s^{2}$ $_{4}p^{6}$ $_{5}s^{1}$

الجزء الثاني: (أقصى يمين الجدول الدوري ويشتمل على جميع العناصر الزمــر(المجموعات)) (٣، ٤، ٥، ٦، ٧، ٨)، البنية الإلكترونية الخارجية والتي يملئ فيها الغلاف الثانوي P بـــ (١ – ٦) إلكترون.

الزمرة (٣) ns^{2} np^{1} **الزمرة** (٤) ns^{2} np^{2} **الزمرة** (٥) ns^{2} np^{3}

الزمرة (٦) ns^{2} np^{4} **الزمرة** (٧) ns2 np5 **الزمرة** (صفر) ns^{2} np^{6}

تدعــى جمــيع عناصـــر الجزئيـــن الأول والثاني من الجدول الدوري بالعناصر الممثلة (أي عناصر الزمر الثمانية)، وسميت بهذا الاسم لأن الإلكترون المضاف عند الانتقال من عنصر إلى الذي يليه يدخل ضمن الأوربيتالات S , p فقط.

الجــزء الثالـــث: ويشـــتمل على العناصر الانتقالية (تقع وسط الجدول الدوري بين الجزئين الأول والثاني) من العناصر الممثلة.

- وتشـــتمل علـــى ثـــلاث دورات انتقالـــية، في كل دورة انتقالية (١٠) عناصر.
- ودورة رابعة تشتمل على ثلاثة عناصر (دورة غير مكتملة).
- البنية الإلكترونية الخارجية لها من نوع ns (n-1) d

فالدورة الانتقالية الأولى تقع في الدورة الرابعة من الجدول الدوري $_{3}d$ $_{4}s$

والدورة الانتقالية الثانية تقع في الدورة الخامسة من الجدول الدوري $_{4}d$ $_{5}s$

والدورة الانتقالية الثالثة تقع في الدورة السادسة من الجدول الدوري $_{5}d$ $_{6}s$

ويكون الغلاف الرئيس الخارجي (s, d) غير ممتلئين بالإلكترونات، أي يوجد إلكترون واحد أو إلكترونين في الغلاف وعدد من الإلكترونات يتراوح بين ١٠،١ في d.

١- إن عملية إضافة الإلكترونات إلى d لا تتم بصورة منتظمة، وعدم الانتظام هذا لبعض العناصر الانتقالية هو انتقال إلكترون من (S) إلى (d).

٢- في حالة ns^2 $(n-1)$ d^4 ليصبح ns^1 $(n-1)d^5$ حيث يصبح nd^5 صف مشبع لاحتوائه على خمسة إلكترونات موزعة على خمسة أوربيتالات وبذلك يكون أكثر استقراراً.

٣- في حالة ns^2 $(n-1)$ d^9 ليصبح ns^1 $(n-1)d^5$ حيث يصبح d^{10} مشبع ويكون بذلك أكثر استقراراً.

الجزء الرابع: ويشتمل على :

١- عناصر اللانثينات - والتي يملأ فيها الغلاف الثانوي 4f

٢- عناصر الاكتينات - والتي يملأ فيها الغلاف الثانوي 5f ويقع في كل منهما ١٤ عنصر.

جهد التأين:

هو أقل طاقة لازمة لانتزاع إلكترون من الذرة في الحالة العازية.

$$Na^{+}_{(g)} + e^{-} \xrightarrow{\text{طاقة ممتصة}} Na_{(g)}$$

ملاحظة:

هناك حالة استثناء عن القاعدة لجهد التأين (فقط) عندما يكون للذرة

غـــلاف ثانوي مشبع ns^2 أو نصف مشبع NP^3 فيكون جهد التأين أكبر من جهد التأين الذي يعيدها فقط.

وهـــناك حالة استثناء أخرى لجهد التأين (عكس القاعدة) جهد تأين ذرة عنصر في الزمرة الثانية أعلى من ذرة تقع في الزمرة الثالثة.

مثال :

العنصران يقعان في نفس الدورة حسب القاعدة $_{13}Al$ أكبر من جهد تأين $_{12}Mg$ لكن هذا التوقع غير صحيح حيث $_{12}Mg$ > جهد تأين $_{13}Al$ بسبب البنية الإلكترونـــية Mg حيث يمتلك غلاف خارجي مشبع $_3S^2$ (مستقر) وهذا يتطلب طاقة انتزاع أكبر للإلكترون الخارجي (أي جهد تأين أعلى). في حين يمتلك Al إلكترون واحد في غلافه p سهل انتزاعه بجهد تأين أقل.

الألفة الإلكترونية:

قابلـــية ذرة عنصـــر لجذب الإلكترون من مصدر خارجي ويعبر عنها بدلالـــة الطاقـــة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة في أدنى حالات الطاقة بالإلكترون معطية الأيون السالب الأحادي في أدنى طاقة.

$F_{(g)} + e^- \longrightarrow F_{(g)}^-$ + طاقة متحررة

- **في الدورة:** تزداد الألفة الإلكترونية بزيادة العدد الذري.
- **في الزمرة:** تقل الألفة الإلكترونية بزيادة العدد الذري.

الكهروسلبية:

هي ميل الذرة الموجودة في جزيئة على جذب الإلكترونات نحوها.

- **الدورة:** تزداد الكهروسلبية بزيادة العدد الذري.
- **الزمرة:** تقل الكهروسلبية بزيادة العدد الذري.

ملاحظة:

يكون الفلور ($_9F$) أكثر العناصر كهروسلبية بين عناصر الجدول

الدوري. عناصر الزمرة (صفر) الغازات النبيلة وسلبيتها صفر.

الخواص الفلزية واللافلزية :

الدورة / تقل الخواص الفلزية بازدياد العدد الذري.

الزمرة / تزداد الخواص الفلزية بازدياد العدد الذري.

١- جميع عناصر الزمرتين (١، ٢) فلزات.

٢- جميع الزمرتين (٧، صفر) لا فلزات.

٣- بقية الزمر تتباين خواصها، الزمرة (٥) النتروجين (لافلز)، الزرنيخ (شبه فلز)، البزموث (فلز).

٤- فـــي الدورات، الدورة الأولى (الهيدروجين والهليوم) لا فلزات. الدورات الأخرى (٢، ٣، ٤، ٥) تتدرج خواصها من الفلزية إلى اللافلزية. الدورة (٦) جميع عناصرها فلزية عدا العنصرين الأخيرين (أستاتين At، رادون Rn) فهمـــا مـــن العناصــــر اللافلزية. والدورة السابعة – جميعها فلزات (عناصر انتقالية وعناصر الانثينات والأكتينات).

أعداد التأكسد:

الزمرة الأولى: عدد تأكسدها (+١).

الزمرة الثانية: عدد تأكسدها (+٢).

بقـــية الزمر: لها أعداد تأكسدية مختلفة باختلاف مركباتها مثل الزمرة الخامسة. فالنتروجين (N) تتراوح أعداد تأكسده بين (-٣) وإلى (+٥).

: عناصر الزمرة (٦) هي (-٢) مثل الأوكسجين.

: الزمرة (٧) عدد تأكسدها (-١) مثل $F^{-1}, Cl^{-1}, Br^{-1}, I^{-1}$

: الزمرة (صفر) عدد تأكسدها (صفر) Xe .Kr .Ar .Ne .Hr

ملاحظة:

١- إعداد تأكسد العناصر الحرة = صفر.

٢- مجموع أعداد تأكسد عناصر المركب المتعادل = صفر.

مثال :

خواص عناصر الزمرة الثانية	خواص عناصر الزمرة السابعة
١- عناصر فلزية	١- عناصر لا فلزية
٢- تميل لفقدان إلكترونين مكونة أيون موجب ثنائي الشحنة $M \longrightarrow M^{+2} + 2e$	٢- تميل لاكتساب إلكترون واحد مكونة أيون سالب أحادي الشحنة $X + e \longrightarrow X^{-1}$
٣- تتفاعل مع الهالوجينات مكونة الهاليدات $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$	٣- تتحد مع الفلزات مكونة هاليدات $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$
٤- تتفاعل مع الأوكسجين مكونة الأكاسيد $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$	٤- تتفاعل مع حامض الهيدروكبريتيك مكونة حامض هالوجيني $H_2S + Br_2 \longrightarrow 2HBr + S$
٥- تتفاعل مع الحوامض المخففة غير المؤكسدة محررة H_2 $Ba + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2$	

أسئلة

س١: علل ما يأتي :

١-يقل الحجم الذري بازدياد العدد الذري ؟

٢- يزداد الحجم الذري بزيادة العدد الذري ؟

٣- يزداد بزيادة العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة.

٤- يقل جهد التأين بزيادة العدد الذري.

٥- جهد تأين ذرة النتروجين $_7N$ أكبر من جهد تأين ذرة الأوكسجين $_8O$ ؟

٦- $_9F$ > (ألفة إلكترونية) $_7N$.

٧- الألفة الإلكترونية $_8O$ > $_{16}S$.

س٢:

ما العناصر الممثلة ؟

س٣:

مـــا الفرق بين الغلاف الثانوي والأوربيتال ؟ وما هو عدد الأوربيتالات عندما يكون $n = 2$ ؟

أجوبة

ج١:

١- أن زيـــادة العدد الذري يعني زيادة عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) للـــنواة، وزيادة الشحنات السالبة (الإلكترونات) مما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية، أي يصبح الغلاف الخارجي أقرب إلى النواة فيقل نصف القطر وبالتالي يقل الحجم.

٢- بســبب زيادة عدد الأغلفة الإلكترونية حيث يصبح الغلاف الخارجي في موقع أبعد عن النواة فيزداد نصف القطر أي يزداد الحجم الذري.

٣- يعــود ذلك إلى نقصان الحجم الذري أو نصف القطر بزيادة العدد الذري وزيـــادة قوة جذب النواة لإلكترونات الغلاف الخارجي، لذلك فإن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الغلاف الخارجي تكون أكبر، أي جهد تأين أعلى.

٤- بزيادة العدد الذري لعناصر الزمرة الواحدة تزداد عدد الأغلفة الإلكترونية وهذا يعني ابتعاد الإلكترونات الخارجية عن تأثيره (قوة) جذب النواة لها، وبذلك تقل الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الغلاف الخارجي أي يقل جهد التأين.

٥- يقـــع العنصـــران في نفس الدورة (الثانية) حيث يزداد جهد التأين بزيادة العـــدد الذي أي أن $_{8}O > {}_{7}N$، لكن هذا التوقع غير صحيح بسبب البنية الإلكترونـــية لذرة النتروجين تحتوي على الغلاف الثانوي $2p$ وبه ثلاث إلكـــترونات أي أنـــه نصف مشبع (وهي حالة أكثر استقراراً) مما يتطلب ذلك طاقة انتزاع أكبر للإلكترون الخارجي أي جهد تأين أعلى. في حين أن الأوكســجين يحــتوي علـــى أربعـــة إلكترونات في الغلاف p حيث

الإلكـــترون الرابع مزدوج مع الإلكترون الأول، وهذا يعني أن الإلكترون الـــرابع سهل فقدانه، وبذلك فإن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة الأوكسجين أي جهد تأين أقل وبذلك يكون جهد تأين $_7N > {_8O}$.

٦- لأن الطاقـــة المتحررة نتيجة اتحاد ذرة فلور مع إلكترون تكون أكبر مما لو اتحدت ذرة نتروجين مع إلكترون.

٧- العنصران يقعان في نفس الزمرة حيث تقل الألفة بزيادة العدد الذري.

ج ٢:

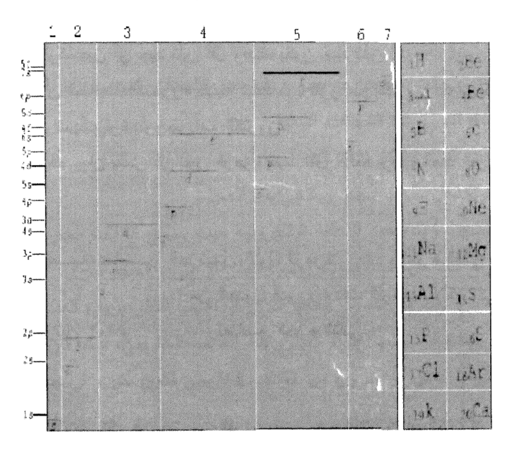
جمـــيع عناصـــر الجزئيـــن الأول الزمرة (١،٢) والجزء الثاني (الزمر ٣،٤،٥،٦،٧ الزمرة (صفر)) من الجدول الدوري، ذات الترتيب الإلكتروني ns^1 ns^2 للزمرتين ١،٢ و $ns^2\,np^{1-6}$ لعناصر الجزء الثاني.

ج٣:

الأوربيـــتال هو حيز من الفراغ يقضي فيه إلكترون أو إلكترونين معظم وقـــته أو وقـــتهما، أمـــا الغلاف الثانوي فهو مجموعة من الأوربيتالات عددها مخـــتلف بيـــن غلاف ثانوي وآخر فالغلاف S أوربيتال واحد، P (٣)، d (٥)، f (٧).

عدد الأوربيتالات عندما يكون $n = 2$ فهو (٤) أوربيتالات حيث الغلاف الرئيسي الثاني يحتوي على غلافين ثانويين فقط P. S (١+٣) = ٤.

التوزيع الإلكتروني



وقـــد تـــم مؤخراً اكتشاف عنصرين جديدين أضيفا إلى الجدول الدوري هما:

١-وومانيوم.

٢-مانيوم.

ويمتاز كل منهما بالخصائص التالية :

١- وومانيوم:

الخصائص الفيزيائية :

- ناعم بشكل عام.
- له أكثر من شكل ولون.

- يغلي لأي سبب.
- يمكن أن يتجمد في أي وقت.

الخصائص الكيميائية :

- نشيط جداً.
- وغير مستقر.
- يميل بشدة للارتباط مع الذهب والفضة والبلاتين والأحجار الكريمة.
- يصبح عنيفاً إذا ترك لوحده.
- يفقد نعومته ويتجعد إذا ترك لفترة طويلة.

الاستخدامات :

له أهمية بالغة في إنتاج عنصر التشيلدريوم (Ch)، ولا يعرف له استخدامات أخرى.

تحذير:

قابليـــته للانفجـــار عالية، ويعتبر عاملاً مساعداً في تدمير الصحة، وإذا تعاطـــاه شـــخص ما بطريق الخطأ فإنه يؤدي إلى نوبات من الغضب وتغيرات مفاجئة في ضغط الدم، ويمكن أن يؤدي أحياناً للجلطة.

٢- مانييوم:

الخصائص الفيزيائية :

- صلب في درجة حرارة الغرفة.
- يمكن أن يغير شكله بسهولة.
- لا يمكن أن يوجد بصورة نقية.
- يصدأ بسهولة.

- العيـــنات القديمة منه لا توصل الكهرباء والحرارة بسهولة كما توصل العينات الحديثة.

الخصائص الكيميائية :

يمـــيل للارتباط مع عنصر(Mo) في أي فرصة سانحة، يكون روابط قوية مع نفسه.

الاستخدامات :

يعتبر مصدراً مهماً للدخل القومي.

تحذير :

يـــنفجر بســـهولة إذا تم مزجه لمدة طويلة مع كميات كبيرة من عنصر (Ch)، ولا يمنعه ارتباطه مع إحدى ذرات (Wo) من الارتباط مع ذرة أخرى من ذرات العنصر (Wo)، صادف وجودها بقربه.

تفاعلاته :

يمكن أن ترتبط ذرة واحدة من ذرات العنصر (Ma) مع أربع ذرات من العنصر (Wo) كحد أقصى، وينتج من تفاعلهما عدد كبير وغير محدد من ذرات العنصر (Ch)، ويمكن تمثيل التفاعل على النحو التالي:

$$Mo + 4Wo \longrightarrow n\,Ch$$

حيث **n**: عدد غير محدد من الذرات.


الفصل
التاسع
المحاليل

المحاليل

المحاليل:

تحيط بنا الكثير من المواد التي نستخدمها كالهواء والحليب وغيرها الكثير، وهي مخاليط يتكون كل منها من مادتين أو أكثر، والمحاليل هي عبارة عن خليط متجانس لمادتين أو أكثر يتعذر فيه التمييز بين الدقائق الممتزجة، وتعتبر المادة الأكبر كمية هي (المذيب) والأقل كمية هي (المذاب) مثل السكر(مذاب) في الماء (مذيب).

المادة النقية والمخلوط:

للمادة النقية تركيب ثابت وصفات محددة، سواء أكانت تلك الصفات طبيعية كاللون، والصلابة، والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان أم كانت صفات كيميائية تصف تغير المادة وتفاعلاتها، وتمكن هذه الصفات من تمييز المادة من غيرها من المواد، والمادة النقية إما أن تكون عنصراً أو مركباً، أما المادة غير النقية فتتكون من عدد من المواد النقية الممزوجة مع بعضها بعضاً بشكل منتظم أو غير منتظم، وتسمى المخلوط، وكل مادة من المواد الممزوجة في المخلوط تحتفظ بصفاتها الأصلية.

إن معظم المواد المحيطة بنا والتي نستخدمها، كالهواء والحليب وماء البحر والتربة والصخور وغيرها ما هي إلا مخاليط، ويمكن تمييز مكونات بعض هذه المخاليط بينما يصعب تمييز مكونات بعض المخاليط الأخرى، فعند النظر إلى مخلوط مكون من كبريتات النحاس (II) والماء، نجد صعوبة في تمييز دقائق كبريتات النحاس (II) من دقائق الماء، ونلاحظ أن شدة اللون الأزرق تكون متشابهة في جميع أجزاء المخلوط، ويسمى هذا المخلوط وأمثاله مخلوطاً

متجانساً، ويسمى المخلوط المتجانس محلولاً.

كما يمكن تمييز مكونات الصخر بملاحظة اختلاف اللون وحجم الدقائق وتباين توزيعها من جزء لآخر من الصخر، ومثل هذه المخاليط تسمى مخاليط غير متجانسة. فالمحاليل هي مخاليط متجانسة التركيب والخواص، تتكون من مذاب ومذيب.

المحلول الحقيقي:

هو محلول شفاف لا تسبب فيه دقائق المذاب تشتت الضوء الساقط عليه، حيث تتوزع فيه دقائق المذاب (جزيئة أو أيون) توزيعاً متجانساً في أنحاء المذيب.

مميزات المحلول الحقيقي:

١- شفاف يخترقه الضوء بسهولة.

٢- دقائق المذاب فيه تكون صغيرة الحجم جداً (أقل من ١٠ انكستروم).

٣- لا يتخلف منه شيء عند الترشيح أو التركيد، حيث يمر المذاب والمذيب خلال ورقة الترشيح والمرشح الدقيق بسهولة، ولا يمكن فصلهما بالترشيح، كما أنها لا تترسب بالتركيد بتأثير وزنها.

٤- دقائق المذاب قدرتها عالية على الانتشار.

٥- لا ترى بالعين المجردة ولا حتى بالمجهر الدقيق مثل ملح الطعام.

ذوبان المواد في الماء:

من المعلوم أن الماء مذيب لكثير من المواد، فهو يذيب بلورات السكر وملح الطعام، كما أن له القدرة على إذابة بعض الغازات كالأوكسجين.

إن ذوبان مادة صلبة في الماء يفسر في ضوء قوى التجاذب الكهربائي الموجودة بين أيونات أو جزيئات و ذرات المادة الصلبة والماء.

ذوبان بلورات ملح الطعام (كلوريد الصوديوم)	ذوبان السكر في الماء
يذوب كلوريد الصوديوم في الماء مكوناً أيونات الكلوريد (السالبة الشحنة) وأيونات الصوديوم موجبة الشحنة، حيث يحصل تجاذب كهربائي عند الذوبان بين جزيئات الماء وكل من أيونات الكلوريد Cl^- وأيونات الصوديوم Na^+ الموجودة على سطح البلورة مما يؤدي إلى فصل هذه الأيونات عن بعضها من البلورة وإحاطة كل منها بعدد من جزيئات الماء.	عند ملامسة بلورة السكر لجزيئات الماء فأن جزيئات السكر التي على سطح البلورة سوف تنجذب إلى جزيئات الماء ونتيجة لهذا التجاذب سوف تنفصل جزيئات السكر عن بلورة السكر وتنحل في الماء ذائبة فيه حيث تحاط كل جزيئة سكر بعدد من جزيئات الماء مكونة ما يشبه غلافاً يحيط بجزيئة السكر.

فإذا كان أحد مكونات المحلول مادة سائلة، والمكون الآخر مادة صلبة أو غازية، فالمادة السائلة تعتبر عادة هي المذيب، وتعتبر المادة الأخرى المذاب ففي محلول السكر الماء يعتبر الماء مذيباً والسكر مذاباً، وعند ذوبان سائل في سائل آخر، فالسائل الذي يوجد بنسبة أكبر في المحلول يعتبر المذيب.

فمثلاً: عند إذابة ١٠ غم من الإيثانول في ١٠٠ غم ماء، يكون الماء مذيباً والإيثانول مذاباً، ويمكننا الحصول على تسعة أنواع من المحاليل باستخدام أي حالتين من حالات المادة كمذاب ومذيب، **كما في الجدول التالي:**

حالة المحلول	حالة المذاب	حالة المذيب	أمثلة
سائل	غاز	سائل	ثاني أكسيد الكربون في الماء
	سائل	سائل	الأسيتون في الماء
	صلب	سائل	ملح الطعام في الماء
صلب	غاز	صلب	الهيدروجين في البلاتين
	سائل	صلب	الزئبق في الفضة
	صلب	صلب	السبائك كالبرونز، والكروم
غاز	غاز	غاز	الهواء الجوي
	سائل	غاز	قطرات بخار الماء في الهواء
	صلب	غاز	دقائق الغبار في الهواء

ويتبين من الجدول سابقاً أن المحاليل يمكن أن توجد في الحالة السائلة أو الصلبة أو الغازية.

أنواع المحاليل:

١- المحاليل السائلة:

- تتضمن محاليل اليود.
- صلبة في سائل مثل السكر في الماء.
- غاز في سائل مثل الكحول في الماء.

٢- المحاليل الغازية:

الغازات في الغازات مثل مكونات الهواء (غاز في غاز).

٣- المحاليل الصلبة:

هـــي مـــواد صـــلبة مذابـــة في مواد صلبة كالسبائك ومسكوكات النقود المعدنية.

قابلية الذوبان:

هي تركيز المادة المذابة في محلول مشبع بدرجة ٢٥°م.

١- عملية الذوبان

عـــندما يتكون المحلول فإن دقائق مادة (المذاب) تنتشر بشكل منتظم بين دقائق مادة (المذيب)، وهذا الانتشار يعتمد على إمكانية حدوث تجاذب بين دقائق (جزيـــئات أو أيونات) المذاب ودقائق المذيب، ففي المركب الأيوني NaCl مثلاً توجـــد قـــوى تجاذب متبادلة بين أيونات Na^+ وأيونات Cl^-في الشبكة البلورية، وعـــند وضع بلورات NaCl في الماء يحدث الذوبان حيث تنفصل الأيونات عن بعضها البعض إذ أن جزيئات الماء القطبية تهاجم البلورة، فتتجه ذرة الأوكسجين ذات الشـــحنة الجزئـــية الســـالبة نحـــو الأيونـــات Na^+ بينما تتجه ذرات الهيدروجين ذات الشحنة الجزئية الموجبة في جزيئة الماء نحو الأيونات

Cl^-، وتنتج من ذلك قوة تجاذب بين جزيئات الماء القطبية والأيونات فتتغلب علـى قـوة التجاذب بين الأيونات في البلورة، وتنفصل الأيونات تبعاً لذلك عن البلورة لتحيط نفسها بجزيئات الماء.

وبشكل عام، تذوب الأملاح الأيونية الصلبة في المذيبات القطبية **فمثلاً:** يذوب يوديد البوتاسيوم KL (وهو مركب أيوني) في الماء (وهو مذيب قطبي)، بينما لا يذوب يوديد البوتاسيوم في رابع كلوريد الكربون CCl_4 (وهو مذيب غير قطبي)، ولكن الذوبان لا ينحصر في الماء على المركبات الأيونية، إذ أن السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$ يذوب أيضاً في الماء، بالرغم من أن الأواصر بين ذرات O, H, C في جزيئة السكروز هي أواصر مشتركة، وسبب ذلك يعود إلى احتواء تركيب كل من المذاب وهو السكروز، والمذيب وهو الماء على مجموعات هيدروكسيد (OH^-) وهذا يؤدي إلى حدوث أواصر هيدروجينية بين جزئيات كل منهما، مما يعمل على تفكيك بلورة السكروز وتداخلها بين جزيئات الماء.

٢- المحاليل المشبعة والمحاليل غير المشبعة:

عند إذابة ١٠غم من السكر في ١٠٠غم من الماء في درجة حرارة الغرفة، فبإمكاننا أن نزيد كتلة السكر الذائبة بإضافة كتلة أخرى من السكر مع التحريك وهكذا، والمحلول الذي يمكنه إذابة مزيد من المذاب يسمى محلولاً غير مشبع.

المحلول غير المشبع (تحت الإشباع):

هو المحلول الذي يستوعب كميات إضافية من المذاب. وعند إضافة المزيد من السكر إلى المحلول، فسنصل إلى حد لا نستطيع معه زيادة كتلة السكر المذاب مهما حركنا المحلول عند درجة حرارة ثابتة، وعندها تثبت كتلة السكر الذائبة في المحلول، وتثبت أيضاً كتلة السكر المترسبة (غير الذائبة).

ويسمى هذا المحلول محلولاً مشبعاً.

المحلول المشبع:

هو المحلول الذي لا يستوعب أي كمية إضافية من المذاب، أو هو المحلول الذي يستوعب فيه المذيب حداً معيناً من المذاب، حيث الزيادة المضافة من المذاب تبقى غير ذائبة في المحلول.

وإذا تابعنا جزيئات من السكر فمن الممكن أن نجدها على سطح البلورة وفي المحلول، وبعد مدة قد نجدها مدفونة داخل البلورة، لينتقل منها إلى المحلول، وهكذا.

وذلك يعني أن عملية الذوبان في المحلول المشبع تكون مستمرة، فكلما ذابت كتلة من المذاب الزائد، ترسبت كتلة مساوية لها من المذاب في المحلول، أي أن سرعة الذوبان في المحلول المشبع تكون مساوية لسرعة الترسيب، ولذلك تبقى كتلة السكر الذائبة في كتلة معينة من الماء ثابتة.

المحلول فوق الإشباع:

هو المحلول الذي لا تنفصل فيه بلورات المادة المذابة بالرغم من تجاوزه حد الإشباع، مثل الدبس، وينتج المحلول فوق المشبع من تبريد المحلول المشبع حيث تقل قابلية ذوبان (المذاب)، بحيث لا تنفصل بلوراته بالرغم من تجاوزه حد الإشباع.

وهذا الوضع في المحلول المشبع يمثل حالة اتزان دينامي، ولا يعني ثبات مكونات المحلول توقف عمليتي الذوبان والترسيب، وإنما يعني تساوي سرعتيهما، ويمكن تمثيل حالة الاتزان على النحو الآتي:

مذاب (في المحلول) $\rightleftharpoons$ مذاب (صلب)

وتسمى كتلة المذاب اللازمة لتكوين محلول مشبع في كتلة معينة من المذيب في درجة حرارة معينة بقابلية الذوبان عند تلك الدرجة.

٣ – محاليل المواد الصلبة في السوائل:

إن تركيز محلول المادة الصلبة في الماء عند درجة حرارة معينة يعتبر من الخصائص المهمة للمحلول.

وتعــرف قابلية ذوبان المادة في الماء عند درجة حرارة معينة بأنها كتلة من المادة الصلبة التي يمكن أن تذوب في (١٠٠ غم) من الماء عند تلك الدرجة.

العوامل المؤثرة في قابلية الذوبان:

١–طبيعة المذاب.

٢–طبيعة المذيب.

٣–درجة الحرارة.

٤–الضغط.

١– طبيعة المذاب:

تختلف قابلية الذوبان في الماء باختلاف طبيعة المذاب، فقابلية ذوبان كل مــن نترات الفضة ونترات الأمونيوم في الماء مثلاً عالية وهذا يعتمد على حجم دقــائق المــذاب حيث يؤثر في قابلية ذوبانه، فكلما كان المذاب (المادة الصلبة) بشكل مسحوق زادت سرعة ذوبانها نتيجة لزيادة مساحة السطح المتعرض لفعل المذيب.

وهــناك مركــبات أخــرى قلــيلة الذوبان، وبذلك نتوقع أن تكون قوى الأواصــر التــي تربط أيوناتها أكبر من قوى التجاذب بين الأيونات وجزيئات الماء.

وهكذا نجد أن طبيعة المذاب وتركيبه الكيميائي يؤثران في قابلية ذوبانه.

أمــا الغــازات التي تتفاعل مع الماء لتكوين حوامض أو قواعد أو مواد متأينة فهي أكثر ذوباناً فيه، والغازات التي يسهل إسالتها هي أكثر ذوباناً من تلك الغازات التي يصعب إسالتها. مثل غاز CO_2 هو أكثر ذوباناً من غاز O_2

لسهولة إسالة غاز CO_2.

إن كــل من فيتامينات B وفيتامين C يذوبان في الماء، لذلك فهما غير قابلين للتخزين في الجسم مدة مناسبة، لهذا السبب كان من الضروري أن تحتوي الوجبات اليومية عليهما.

بيــنما فيتامينات (A, D, E, K) تذوب في مذيبات غير قطبية كالأنسجة الدهنية في الجسم، ويخزن بعضها في الجسم مدة طويلة، فتقوم بوقاية الجسم من الإصابة بالأمراض التي يسببها نقص هذه الفيتامينات.

٢- طبيعة المذيب:

وهــذا يعــتمد على التشابه في التركيب والخواص الكيميائية والخواص الكهربائــية لجزيــئات المذاب والمذيب، حيث تحدث ذوبانية عالية عندما يكون المــذاب (مادة قطبية) والمذيب (مادة قطبية)، مثل الكحول في الماء، أو المذاب (مادة غير قطبية) والمذيب (غير قطبي) مثل النفط الأبيض في البنزين.

كذلــك فهو مركب صلب (أيوني) تكون ذوبانيته أعلى في مذيب قطبي مثل NaCl في الماء.

أمــا الاخــتلاف فــي الخواص الكهربائية بين المذاب والمذيب فتكون الذوبانــية ضعيفة عندما يكون المذاب قطبي (ملح الطعام) والمذيب (غير قطبي) مثل (النفط الأبيض) فإنه لا يذوب، كما أن النفط الأبيض (غير قطبي) لا يذوب في الماء (قطبي).

٣- درجة الحرارة:

تزداد قابلية ذوبان المواد الصلبة بارتفاع درجة الحرارة، ولو نظرنا إلى الذوبانية لعدد من الأملاح عند درجات حرارة مختلفة سنلاحظ أن معظم الأملاح تزداد ذوبانيتها بزيادة درجة الحرارة، وذلك يعني أن عملية الذوبان لهذه الأملاح هي عملية ماصة للحرارة.

وهــناك أملاح قليلة تكون عملية ذوبانها طاردة الحرارة، أي تقل بزيادة درجة الحرارة.

٤- الضغط:

لا تتأثر المواد الصلبة والسائلة بالضغط.

محاليل الغازات في السوائل:

تختلط الغازات في بعضها، كالهواء الجوي، كذلك فان الغازات يمكن أن تذوب في السوائل مكونة محلول الغاز في السائل.

وتعــرف ذوبانــية الغاز في السائل، بأنها كتلة الغاز (بالغرام أو المول) التي تذوب في كتلة محددة من السائل تحت ضغط معين ودرجة حرارة معينة.

العوامل المؤثرة على ذوانية الغازات في الماء:

تعتمد ذوبانية الغازات في الماء على عوامل عدة منها:

أ - طبيعة المذاب:

تــتفاوت الغــازات في ذوبانيتها في الماء حيث أن ذوبانية الغاز تزداد بزيادة الكتلة المولية، ويعود السبب في ذلك إلى أن قوى التجاذب بين دقائق الغاز وجزيئات المذيب هي قوى لندن الضعيفة التي تزداد بزيادة الكتلة المولية، وترتفع ذوبانــية غاز الكلور مع أنه غير قطبي، وذلك بسبب تفاعل غاز الكلور مع الماء وفق المعادلة الآتية:

$$Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow HOCl_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

وتعــتمد ذوبانــية الغــازات في الماء على طبيعة الغاز المذاب كما في الغــازات القطبــية مثل NH_3 , HCl، ويمتاز كل من هذين الغازين بذوبانية عالــية فــي المــاء بسبب حدوث تفاعل بينهما وبين الماء كما في المعادلتين التاليتين:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$



$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NH_4{}^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}{}_{(aq)}$$

ب – درجة الحرارة:

تقل قابلية ذوبان الغازات بارتفاع درجة الحرارة، ولكن هذا النقص في الذوبانية ليس منتظماً في جميع الغازات وللغاز الواحد.

وسبب ذلك هو أن جزيئات الغاز تغادر المحلول عند تسخينه وتكون محمولة مع جزيئات بخار المذيب المتكونة.

ج – الضغط:

تزداد ذوبانية جميع الغازات كلما ازداد الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول، حيث تتأثر ذوبانية الغاز في سائل بضغط هذا الغاز فوق السائل.

وتزداد ذوبانية غاز ثاني أوكسيد الكربون في الماء بزيادة ضغط هذا الغاز فوق الماء وقد وجد العالم هنري أن ذوبانية الغاز في سائل تتناسب طردياً مع ضغط هذا الغاز فوق سطحه ؛ أي أن:

ذوبانية الغاز $\propto$ ضغط الغاز.

ذوبانية الغاز = ثابت × ضغط الغاز.

ويسمى هذا المقدار الثابت بثابت هنري، وتعتمد قيمته على نوع الغاز.

تصنيف المخاليط حسب حجم الدقائق:

تطرقنا إلى أن المحاليل هي نوع من المخاليط، وسنتطرق فيما يأتي إلى حجوم الدقائق، ونتعرف إلى أنواع المخاليط تبعاً لحجوم الدقائق فيها:

أنواع المخاليط:

تجربة:

لإجراء هذه التجربة نحتاج إلى:

سكر، وكبريتات النحاس (II) وثيوكبريتات صوديوم، ومحلول حامض الهيدروكلوريك، ومسحوق طباشير، و ٤ أنابيب اختبار، وأوراق ترشيح، وقمع زجاجي.

خطوات التجربة:

١ – نذيب مقداراً من السكر قرابة ٠,٥غم و٠,٥ غم من كبريتات النحاس (II) – كلاً على انفراد – في ١٠ مل من الماء.

نلاحظ أن كلاً من بلورات السكر وبلورات كبريتات النحاس (II) قد ذابت تماماً في محلول كلاً منها، بحيث لا نستطيع رؤية دقائق السكر المذابة أو دقائق كبريتات النحاس (II) وهذه المحاليل تسمى (المحاليل الحقيقية).

وقد وجد أن قطر الدقائق المذابة سواء أكانت جزيئات أم أيونات أقل من $١٠^{-٧}$ فهي متناهية في الصغر ولا ترى بأقوى المجاهر.

٢– نضع من مسحوق الطباشير قرابة ٠,٥ غم في ١٠مل من الماء ونرج المزيج جيداً.

نلاحظ أن الماء قد أصبح عكراً عند وضع مسحوق الطباشير فيه، ويمكننا تمييز الدقائق المنتشرة في الماء بالعين المجردة، كما أن توزيع الدقائق المنتشرة في الماء غير منتظم، حيث تزداد كثافتها كلما انتقلنا من أعلى الأنبوب إلى أسفله.

٣– نقوم بترشيح المخلوط الناتج.

نلاحظ أن الدقائق تستمر بالترسيب بمرور الزمن، وهذا المحلول يسمى (المحلول المعلق) أو العوالق.

العوالق:

هي محاليل لدقائق صلبة يمكن رؤيتها بالعين المجردة، أو بالمجهر، وسميت بالعوالق لأن دقائقها تبقى معلقة عند ترك الخليط ساكناً لا تلبث أن تتجمع بمرور الوقت لتركد في قعر الإناء، كما يمكن فصلها بالترشيح بسهولة مثل مسحوق الطباشير.

وقد وجد أن هذه الحالة تحدث إذا كان قطر الدقائق المنتشرة أكبر من ١٠$^{-5}$ سم.

٤ – نضيف من ثيوكبريتات الصوديوم قرابة ٠,٥ غم إلى ١٠مل من محلول حامض الهيدروكلوريك نرج المخلوط جيداً.

نلاحظ أن دقائق الكبريت تنتشر في المحلول بشكل منتظم مكونة محلولاً ضبابياً أصفر اللون، وهذه المحاليل تسمى (المحاليل أو الأنظمة الغروية).

وهناك نوع يعتبر وسطاً بين المحلول الحقيقي والمعلق، وهو ما حدث في هذه الخطوة، إذ يحدث التفاعل الذي تمثله المعادلة الآتية:

$$Na_2S_2O_{3(aq)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + SO_{2\,(g)} + S_{(s)}$$

المحاليل (الأنظمة الغروية):

وهي أنظمة غير متجانسة تتكون من صنفين على الأقل أحدهما في حالة انتشار (ويسمى بالصنف المنتشر)، والصنف الثاني هو الوسط المستمد (وسط الانتشار)، حيث يكون حجم الأجزاء (الدقائق) فيها وسطاً بين حجم دقائق العوالق وحجم جزيئات وأيونات المذاب في المحاليل الحقيقية، حيث يتراوح قطر الدقائق (الحبيبات) المنتشرة من (١٠ – ١٠٠) انغرستوم، مثل زلال البيض والهيموغلوبين والنشا.

المحاليل الحقيقية	الغرويات	العوالق
١.قطر الحبيبة تكون فيها أقل من ١٠ انغرستوم	١.قطر الحبيبة تكون فيها (١٠–١٠٠) انغرستوم	١.تكون اكبر من ١٠٠انغرستوم
٢.تمر الدقائق خلال ورقة الترشيح والمرشح الدقيق.	٢.تمر خلال ورقة الترشيح لكنها لا تمر بالمرشح الدقيق.	٢.لا تمر خلال ورقة الترشيح.
٣.لا ترى بالعين المجردة ولا بالمجهر الدقيق.	٣.لا ترى بالعين المجردة ولكن يمكن رؤيتها بالمجهر الدقيق.	٣.يمكن رؤيتها بالعين المجردة.
٤.قدرتها عالية على الانتشار.	٤.قدرتها ضعيفة على الانتشار.	٤.ليس لها قدرة على الانتشار.

وقد وجد أن أقطار الدقائق المذابة تتراوح بين 10^{-5} سم و 10^{-7} سم.

والمحاليل الغروية قد تكون غازية أو سائلة أو صلبة، ومن الأمثلة على هذه المحاليل: الضباب، والدهانات (أملشن)، والدم، والحليب.

وتتميز هذه المحاليل الغروية بكبر الدقائق المذابة إلى الدرجة التي تؤدي إلى تشتت الضوء، وهذا التشتت للضوء يسمى ظاهرة تندال.

أسئلة

س١: علل:

أ- يعتبر النشا والهيموكلوبين وزلال البيض محاليل غروية.

ب- تنفصل المادة المذابة عن محلولها المشبع بالتبريد وتترسب.

ج- الغازات SO_2, NH_3, CO_2 H2S أكثر ذوباناً في الماء من غازات (N_2, H_2, O_2).

أجوبة

ج١:

أ- بسبب كبر حجم جزيئاتها وأوزانها الجزئية الكبيرة، تعتبر من المحاليل الغروية.

ب- بسبب انخفاض قابلية ذوبان المذاب عند تبريد المحلول ينفصل بعض بلوراته من المحلول فتترسب في قعر الإناء. كما يعود انفصال المادة عن المحلول المشبع إلى وجود دقائق الغبار في الهواء التي تستقطب في المحلول حيث تعمل كنواة تتجمع حولها جزيئات المادة المذابة مكونة بلورات تترسب من المحلول.

ج- لأن الغازات تتفاعل مع الماء مكونة حوامض أو قواعد أو مواد متأينة، بينما هي غازات لا تتفاعل مع الماء.



الفصل العاشر

تركيز المحاليل وخواصها الطبيعية

تركيز المحاليل وخواصها الطبيعية

طرق التعبير عن تركيز المحاليل:

تتغـير خواص المذيب النقي عند إذابة مادة فيه، فالماء النقي يتجمد عند درجـة صـفرْ س، ولكن عند إذابة مادة فيه تنخفض درجة تجمده دون الصفر، فكمـا نعلـم أن حلاوة محلول سكري تعتمد على كتلة السكر المذابة فيه، وكذلك تخـتلف ملوحة مياه البحر الميت عن ملوحة البحار الأخرى بسبب تفاوت نسبة كتل الأملاح الذائبة في حجوم متساوية منها.

وتعـتمد صـفات المحلول على الكتل النسبية من المذاب والمذيب التي تكـوّن ذلـك المحلول، وقد أطلق الكيميائيون مصطلح التركيز للإشارة إلى هذه الكتل النسبية، وطوروا طرقاً عدة للتعبير عن تركيز المحاليل أهمها الآتي:

التركيز: هو كمية المادة المذابة والمذيبة في المحلول.

ولمعـرفة مكونـات محلـول ما وتحديد نسبته الداخلة في تكوينه، نتبع الطرق التالية لقياس هذه النسب:

١- النسبة المئوية الوزنية:

وهي عدد غرامات المادة المذابة في ١٠٠ غم من المحلول.

$$\text{النسبة المئوية الوزنية} = \frac{\text{وزن المذاب (غم)}}{\text{وزن المذاب (غم)} + \text{وزن المذيب(غم)}} \times ١٠٠$$

(وزن المذاب + وزن المذيب = وزن المحلول)

مثال:

محلـول يحتوي على ٤٠ غم ماء و١٠ غم سكر الطعام، احسب النسبة الوزنية للسكر في المحلول.

النسبة المئوية الوزنية = $\frac{\text{١٠ غم}}{\text{١٠ غم + ٤٠ غم}}$ × ١٠٠ = $\frac{١٠}{٥٠}$ × ١٠٠

= ٢٠%.

ومن الملائم عندما نعبر عن تركيز محاليل السوائل في السوائل أن نستخدم النسبة المئوية للمذاب بالحجم، حيث أن محلول مائي من الكحول تركيزه ٣٠% بالحجم يعني أن ١٠٠ مل من المحلول يحتوي على ٣٠ مل كحول ٧٠% مل ماء.

وتهتم دراسة خواص المحاليل بعدد الدقائق (جزيئات أو أيونات) المذابة في المحلول، فإذا قارنا محلولاً تركيزه ١٠% للسكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$ وكتلته ١٠٠٠ غم بمحلول تركيزه ١٠% من ملح كلوريد الصوديوم NaCl كتلته ١٠٠٠ غم أيضاً، فأننا نجد أن كلاً منهما يحتوي على ١٠٠ غم من المادة المذابة.

فعلى الرغم من تساوي كتلة المذاب في الحالتين (١٠٠غم)، إلا أن عدد الدقائق غير متساو نظراً لاختلاف الكتلة المولية لكل من السكر وكلوريد الصوديوم.

النسبة المئوية للمذاب بالكتلة:

ذكرنا سابقاً أن كمية المادة يعبر عنها بوحدة المول، وهذا المفهوم مهم جداً في الكيمياء، فالمواد النقية – عناصر أو مركبات – تتكون من دقائق هي: الذرات أو الجزيئات أو الأيونات، ومهما كان نوع المادة، فالمول الواحد منها يشير إلى عدد معين لا يتغير من الدقائق.

وهذا العدد هو عدد أفوكادرو ويساوي ٦,٠٢٢ × ١٠ ^{٢٣}، فمثلاً: غاز الهيدروجين يتكون من ذرات H، فالمول الواحد منه يحتوي على ٦,٠٢٢×١٠ ^{٢٣} ذرة هيدروجين، ويتكون الماء من جزيئات H_2O، فالمول الواحد منه يحتوي على ٦,٠٢٢×١٠ ^{٢٣} جزيئة ماء، وملح الطعام يتكون من أيونات Na^+ وأيونات Cl^-،

ويحتوي المول الواحد من NaCl على ٦,٠٢٢×١٠ ^٢٣ أيون Na^+ و٦,٠٢٢ × ١٠ ^٢٣ أيون Cl^-.

ويعــبر عــن كتلة مول من الذرات بالكتلة الذرية المولية، وهي مساوية عدديــاً للكتلة الذرية النسبية (الموجودة في الجدول الدوري) معبراً عنها بوحدة الغرام.

فالكتلة المولية للصوديوم Na=كتلة ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ ذرة صوديوم ≈ ٢٣غم/ مول.

والكتلة المولية لذرات الهيدروجين H= كتلة ٦,٠٢٢ × ١٠ ^٢٣ ذرة هيدروجين=١غم/مول.

والكتلة المولية لجزيئات الهيدروجين = $2H_2$ × كتلة ٦,٠٢٢×١٠ ^٢٣ ذرة هيدروجين = ٢غم/مول.

ويمكــن حســاب الكتلة المولية للمركب من معرفتنا لصيغته الكيميائية، حيــث أن كــتلة المول الواحد من مركب ما تساوي كتلته الجزيئية معبراً عنها بالغرام، فمثلاً:

الكتلة المولية لغاز CO_2 = كتلة ٢مول من ذرات O + كتلة ١مول من ذرات C = (٢×١٦غم/مول) + (١ × ١٢غم/مول) = ٤٤غم/مول.

أما الكتلة المولية للسكر $C_{12}H_{22}O_{11}$ = كتلة ١١ مول من ذرات O + كتلة ٢٢ مول من ذرات H + كتلة ١٢مول من ذرات C = ١١ × ١٦ + ٢٢ × ١ + ١٢ × ١٢ = ٣٤٢غم/مول.

ويمكن معرفة الكتلة المولية لمادة ما من حساب عدد المولات الموجودة في كتلة معينة منها أو حساب كتلة عدد معين من مولاتها:

$$\text{عدد مولات المادة} = \frac{\text{كتلة المادة (غم)}}{\text{الكتلة المولية (غم/مول)}}$$

٢- الكسر المولي:

الكســر المولــي (لأحد مكونات محلول): هو نسبة عدد موليات المذاب

(أو المذيب) إلى المجموع الكلي لمولات مكونات المحلول.

الكسر المولي للمذاب = عدد مولات المذاب / عدد مولات المحلول

الكسر المولي للمذيب = عدد مولات المذاب / عدد مولات المحلول

النسبة المولية = الكسر المولالي × ١٠٠

مثال:

أذيب ٣٤,٢ غم من السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$ في ١٨٠ غم ماء، أوجد الكسر المولي لكل من السكر والماء والنسبة المولية لهما، علماً أن الوزن الذري لـ O (١٦)، H (١)، C (١٢).

الحل:

الوزن الجزيئي $C_{12}H_{22}O_{11}$ = ١١ × ١٦ + ٢٢ × ١ + ١٢ × ١٢ = ٣٤٢ غم/مول

النسبة المئوية الوزنية للسكر = و / و ج = ٣٤,٢ غم / ٣٤٢ غم/مول = ٠,١ مول

النسبة المئوية الوزنية للماء = ١٨٠ / ٢ × ١ + ١٦ = ١٠ مول

ن الكلي = ن السكر + ن الماء = ٠,١ + ١٠ = ١٠,١ مول

الكسر المولي للسكر = ٠,١ / ١٠,١ = ٠,٠٠٩٩

النسبة المولية للسكر = ٠,٠٠٩٩ × ١٠٠ = ٠,٩٩%

الكسر المولي للماء = ١٠ / ١٠,١ = ٠,٩٩%

النسبة المولية للماء = ٩٩ × ١٠٠ = ٩٩%

٣- المولارية (التركيز المولي الحجمي):

نتعامل في أغلب الأحيان مع المواد الكيميائية في صورة محاليل لذلك نحتاج إلى طريق للتعبير عن تركيز المحلول من معرفة عدد المولات في حجم معين منه ومن هذه الطرق المولارية.

فالمولارية: هي عدد المولات من المذاب في لتر واحد من المحلول، وتوضع صيغة المركب بين قوسين [ ] للدلالة على تركيزه في المحلول بالمول/ لتر.

أي أن:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

ويمكن أن تكتب العلاقة السابقة بالصورة التالية:

عدد مولات المذاب = مولارية المحلول × حجم المحلول باللتر

وعند تخفيف المحلول فإن تركيزه يقل ويزداد حجمه ولكن كتلة المادة المذابة تبقى ثابتة، أي أن عدد مولاتها يبقى ثابتاً لا يتغير، أي أن:

عدد المولات قبل التخفيف = عدد المولات بعد التخفيف

ولكن عدد المولات = الحجم × التركيز

فإذا رمزنا لحجم المحلول وتركيزه قبل التخفيف بالرمز $ح_1$، $جـ_1$ على التوالي، ولحجمه وتركيزه بعد التخفيف $ح_2$، $جـ_2$ فإن:

$$ح_1 \times جـ_1 = ح_2 \times جـ_2$$

ملاحظة:

عند تحضير المحاليل المخففة للحوامض المركزة وبالأخص حامض الكبريتيك فإن الحامض يضاف إلى الماء ببطء مع التحريك المستمر، ومن الخطأ إضافة الماء إلى الحامض لأن الحرارة الناتجة تكفي لغليان الماء على سطح الحامض، وهذا يؤدي إلى فوران الحامض وتناثره خارج الإناء المستخدم للتخفيف مسبباً الأذى.

٤- المولالية (التركيز المولي الكتلي):

التركيز المولالي: هو عدد مولات المادة المذابة في ١كغم (١٠٠٠غم) من المذيب وتقاس بوحدة مول/كغم.

$$\text{مولالية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغم)}}$$

ويشير هذا التعبير إلى النسبة بين عدد دقائق المذاب والمذيب في المحلول، وهو تعبير أكثر من مجرد معرفة عدد دقائق المذاب في حجم معين فيه كما في المولارية.

فإذا أخذنا محلولين بنفس التركيز المولالي، فإن النسبة بين عدد الدقائق للمذاب والمذيب فيهما تكون واحدة.

مثال (١):

محلول محضر من ٣٦ غم من سكر الكلوكوز مذاب في ٣٦٠ غم ماء، احسب مولالية السكر في هذا المحلول علماً أن الوزن الجزيئي للسكر = ١٨٠ غم/مول.

الحل:

يمكن هذا المثال بطريقتين:

١- طريقة مباشرة:

$$\text{المولالية} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} \times \frac{١٠٠٠}{\text{كتلة الماء (غم)}}$$

$$\text{المولالية} = \frac{٣٦}{١٨٠} \times \frac{١٠٠٠}{٣٦٠\ \text{غم}} = ٠{,}٥٥\ \text{مول/كغم}$$

٢- وطريقة غير مباشرة:

$$\text{ن السكر} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} = \frac{٣٦}{١٨٠} = ٠{,}٢\ \text{مول}$$



$$\text{المولالية} = \frac{\text{ن}}{\text{كتلة (كغم)}} = \frac{\text{٠,٢ مول}}{\text{٠,٣٦ كغم}} = \text{٠,٥٥ مول/لتر}$$

مثال (٢):

أذيب ٩ غم من سكر الكلوكوز بقليل من الماء المقطر في قنينة حجمية سعتها لتر، وأكمل حجم القنينة بالماء إلى ١٠٠٠ مل، احسب مولارية المحلول، علماً أن و ج للسكر ١٨٠ غم/مول.

$$\text{ن السكر} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} = \frac{٩}{١٨٠} = \text{٠,٠٥ مول/لتر}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{ن للسكر}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \frac{٠,٠٥}{\text{١ لتر}} = \text{٠,٠٥ مول/لتر}$$

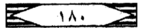
$$\text{أو مولارية} = \frac{٩}{١٨٠} \times \frac{١٠٠٠}{١٠٠٠} = \text{٠,٠٥ مول/لتر}$$

خواص المحاليل:

تأثير المذاب على بعض صفات المذيب:

عند إذابة مادة مذابة غير متطايرة وغير متأينة (لا كهرلية) أي توجد في المحلول على هيئة جزيئات (مثل السكر) في مذيب (مثل الماء) فإن ذلك يؤدي إلى تأثر صفات المذيب السائل، فالماء يتميز كغيره من المواد النقية بدرجة غليان ودرجة انصهار ثابتتين، فالماء يغلي عند درجة حرارة ١٠٠° س وينجمد عند درجة صفر° س عندما يكون الضغط الجوي ٧٦٠ ملم زئبق (عند مستوى سطح البحر)، فعندما تذاب فيه مادة كالسكر مثلاً فإنه يؤثر في صفات المذيب فتتغير بعض خواصه الطبيعية أي يسبب:

١- **انخفاض الضغط البخاري للمذيب:** لأن جزيئات المذاب (السكر) تعرقل هروب جزيئات المذيب من سطح السائل.



٢- **ارتفـــاع درجـــة غلـــيان المذيب:** لأن المذاب يقلل من الضغط البخاري للمذيـــب وهـــذا يحتاج إلى حرارة أكثر من الحرارة التي يحتاجها المذيب النقـــي حتى تتساوى الضغوط البخارية، وبذلك ترتفع درجة حرارة غليان السائل (المذيب)، بوجود المذاب عند ثبوت الضغط الواقع عليه.

ويعتمد الارتفاع في درجة الغليان على تركيز المذاب (عدد الدقائق)، فقد وجـــد بالـــتجربة إن هـــذا الارتفاع يتناسب طردياً مع تركيز المذاب معبراً عنه بالمولالية، أي أن:

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت × تركيز المحلول بالمول/كغم

$$\Delta غ = ك_{غ} \times م$$

حيث $ك_{غ}$:

ثابـــت الارتفاع في درجة الغليان للمذيب السائل (ويساوي الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير أيونية) في ١ كغم من ذلك المذيب).

ويمكن التوصل إلى وحدة هذا الثابت من العلاقة السابقة:

$$\Delta غ = ك_{غ} \times م$$

$$سْ = ك_{غ} \times مول/كغم$$

$$\therefore ك_{غ} = سْ\ كغم/مول$$

٣- **انخفـــاض درجـــة انجماد المذيب:** لأن وجود دقائق المذاب بين جزيئات المذيـــب (السائل) يعرقل من تقارب جزيئات السائل المذيب لكي يتجمد، ففي درجة انجماد الماء الاعتيادية تعمل دقائق المذاب على إبعاد جزيئات الماء عن بعضها وبذلك لا يتجمد الماء.

ولتقريب جزيئات الماء أكثر من بعضها يجب خفض درجة الحرارة إلى أقل من درجة الانجماد الاعتيادية، حيث أن درجة تجمد الماء النقي هي صفرْ س.

وفـــي الفصول الباردة يحرص الناس على إذابة مادة غلايكول الإيثيلين فـــي الماء الموجود في مشع السيارة (الراديتر)، فعندما تنخفض درجة الحرارة إلـــى عدة درجات تحت الصفر فإننا نتوقع تجمد الماء في المحرك مسبباً حدوث أضرارٍ كبيرة، فعند أذابة ١ مول من غلايكول الايثيلين في ١ كغم من الماء فإن المحلول الناتج سيتجمد عند درجة حرارة − ١,٨٦ْس، وبهذا تكون درجة انجماد المحلول أقل من درجة انجماد المذيب النقي.

إن الانخفـــاض فـــي درجـــة التجمد لا يعتمد على طبيعة المادة المذابة فـــالمحلول الذي ينتج من إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير متأينة) في ١ كغـــم من الماء سيتجمد عند ١,٨٦ْس ويعتمد هذا الانخفاض في درجة تجمد المحلـــول الـــناتج من إذابة مادة غير متطايرة فيه وغير متأينة على تركيز هذه المادة ويعبر عنه بالمولالية:

الانخفاض في درجة التجمد = ثابت × التركيز بالمولالية

Δ ت = ك ت × م

حيث ك ت:

ثابـــت الانخفاض في درجة الانجماد للمذيب السائل (ويساوي الانخفاض فـــي درجة تجمد المذيب عند إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير متأينة) في ١ كغم من ذلك المذيب).

وتساوي قيمة هذا الثابت للماء ١,٨٦ْس. كغم/مول.

ملاحظة:

إن مقــدار الضغط (الانخفاض) في الضغط البخاري لمذيب يعتمد على عدد الجزيئات (المولات) المذابة، وليس على الطبيعة الكيميائية للمذاب أي عند إذابــة كمــيات جزيئية (مولات) متساوية من مواد غير إلكتروليتية مختلفة في أوزان متساوية في مذيب معين يحصل انخفاض متساوي في الضغط البخاري للمذيب.

ولظاهرة الانخفاض في درجة تجمد المحاليل تطبيقات عملية عديدة منها:

- إضــافة غلايكــول الإيثيلين إلى الماء في مشع السيارة لخفض درجة انجماد الماء فيه.
- نثر الأملاح مثل $CaCl_2$ في بعض البلدان الباردة على الطرقات لمنع حدوث الانجماد وتجنب الانزلاقات عليها.
- إضافة الملح إلى الثلج لخفض درجات الحرارة في عمليات التبريد.

ومن العلاقة بين الانخفاض في درجة تجمد المذيب وتركيز المذاب يمكن تعييــن الكــتل المولية لمادة صلبة وهذه الطريقة أكثر تطبيقاً من طريقة ارتفاع درجــة الغلــيان وخاصة للمحاليل المائية وذلك لأن ثابت الانخفاض في درجة التجمد أكبر من ثابت الارتفاع في درجة الغليان.

خواص محاليل المواد المتأينة (الكهرلية):

بمــا أن خواص المحلول تعتمد على عدد دقائق المادة المذابة فإن مقدار الانخفاض في درجة تجمد محلول NaCl سيكون ضعفي مقداره بالنسبة لمحلول من السكر بنفس التركيز أي أن:

Δ ت = ٢ × ٠,١٨٦ = ٠,٣٧٢°س

ويرجع ذلك إلى أن NaCl هي مادة متأينة قوية تتفكك كلياً إلى أيونات

وفق المعادلة التالية:

$$Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)} \xrightarrow{H2O} NaCl_{(s)}$$

فإذا كان تركيز محلول من NaCl = ٠,١ مول/كغم فإن:

تركيز Na^{+} = ٠,١ مول/كغم وتركيز Cl = ٠,١ مول/كغم.

التركيز الكلي للأيونات = ٠,١ + ٠,١ = ٠,٢ مول/كغم، أي أن:

الانخفاض المتوقع في درجة التجمد Δ ت = ١,٨٦ × ٠,٢ = ٠,٣٨٦°س.

وقد وجد بالتجربة أن قيمة الانخفاض في درجة الانجماد تساوي ٠,٣٤٧°س، أي أن مقدارها يقل قليلاً عن القيمة المتوقعة (٠,٣٧٢°س) وتفسير ذلك هو أن الأيونات ليست حرة الحركة تماماً، لأن قوة التجاذب بينها وبين الأيونات المخالفة لها بالشحنة يقيد حركتها.

حساب مقدار الارتفاع بدرجة غليان أو الانخفاض بدرجة انجماد مذيب (سائل) بوجود مذاب:

مقدار الارتفاع بدرجات غليان مذيب سائل يتغير طردياً مع التركيز المولالي للمحلول.

مقدار الارتفاع × درجة الغليان = ثابت × التركيز المولالي للمحلول.

حيث أن (الثابت) هو الثابت المولالي لارتفاع درجة الغليان ويتغير تبعاً لتغير المذيب.

وعندما يكون المذيب ماء فأن قيمة الثابت ٠,٥٢° م لارتفاع درجة الغليان.

ملاحظة:

إن قيمة ٠,٥٢° م هي مقدار الارتفاع في درجة الغليان الناتج من إذابة وزن جزيئي واحد من المذاب × كيلو غرام واحد (١٠٠٠غم) من الماء.

∴ درجة غليان المحلول = ١٠٠ + مقدار الارتفاع × درجة الغليان.

مثال:

أوجد درجة غليان محلول السكر الذي تركيزه ٠,٤ مولالي؟

الحل:

مقدار الارتفاع بدرجة الغليان = ٠,٥٢ × ٠,٤ = ٠,٢٠٨ °م.

درجة غليان المحلول = ١٠٠ × ٠,٢٠٨ = ١٠٠,٢٠٨ °م.

كذلك فإن درجة انجماد محلول تتغير طردياً مع تركيزه المولالي، أي أن مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد ∝ التركيز المولالي للمحلول.

مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد = ثابت × التركيز المولالي للمحلول.

حيث أن (ثابت) هو الثابت المولالي لانخفاض درجة انجماد محلول.

وعندما يكون المذيب ماء فأن قيمة الثابت ١,٨٦ °م لانخفاض درجة انجماد الماء، وهو مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد الناتج من إذابة وزن جزيئي واحد من المذاب في كيلو غرام واحد من الماء.

درجة انجماد محلول = صفر – مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد.

ملاحظة:

بصورة عامة يعتمد ارتفاع درجة غليان وانخفاض درجة انجماد محلول على طبيعة المذيب وتركيز دقائق المذاب.

مثال:

أوجـــد درجة انجماد محلول يحتوي على ٢غرام من سكر الطعام مذاب في١٠٠ غرام من الماء علماً أن و ج الغرامي للسكر = ٣٤٢,٣غم/مول.

$$\text{التركيز المولالي} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} \times \frac{1000}{\text{ك ماء غم}}$$

$$= \frac{٢}{٣٤٢.٣} \times \frac{١٠٠٠}{١٠٠} = ٠,٠٥٨٤$$ مول/كغم

مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد = ثابت × التركيز المولالي

= ١,٨٦ × ٠,٠٥٨٤ = ٠,١٠٨٦°م

درجة انجماد المحلول = صفر − ٠,١٠٨٦ = −٠,١٠٨٦°م.

الفصل
الحادي عشر
الحسابات
الكيميائية

الحسابات الكيميائية

أهمية الحسابات الكيميائية:

في حياة الإنسان أنشطة كثيرة تتطلب تحديد كميات المواد التي سوف يستهلكها أو ينتجها، فالمرأة في البيت تستخدم مكاييل بسيطة، كالملعقة، والفنجان والكأس لتحديد مقادير المواد التي تستخدمها في الطبخ بحيث لا تزيد هذه الكميات ولا تنقص عن الحد الذي يؤدي إلى تلف الطعام.

وفي المصانع، يحتاج الكيميائيون إلى الدقة لتحديد كميات المواد اللازمة لتحضير مادة معينة بالمواصفات المطلوبة لضمان تحقق الهدف من إنتاجها، فيجب أن لا تزيد نسب المواد المتفاعلة عن مقادير معينة حتى تخرج السلعة بالمواصفات المرغوب فيها.

فكيف نحسب كميات المواد اللازمة لإنتاج سلعة معينة بالمواصفات المطلوبة ؟

إن المرجع الأساس الذي يستخدمه الكيميائي في حساباته هو المعادلة الكيميائية الموزونة، التي تصف التفاعل بدقة وتبين المواد المتفاعلة والناتجة وكمياتها، والعلاقات بين هذه الكميات، بحيث تبين نسبة إعداد الذرات أو الجزيئات أو الأيونات التي تدخل في التفاعل وتنتج منه، مما يوفر للكيميائي معلومات أساسية تساعده على إجراء حساباته.

التفاعل الكيميائي:

هو العمل الأساسي في الكيمياء، حيث يؤدي إلى تحولات للعنصر أو للمركب الكيميائي، ينتج تحول العنصر من التغير الذي يطرأ على الطبقات الإلكترونية الخارجية أثناء التفاعل.

ولكي يحدث ذلك لابد أن يتضمن التفاعل الكيميائي الحادث تكسير

الروابط بين الذرات المكونة للمواد المتفاعلة، وتكوين روابط جديدة مختلفة عما كانت عليه ذرات العناصر المتفاعلة.

١- قانون حفظ المادة:

إن أعداد وأنواع الذرات في المواد المتفاعلة يساوي أعداد وأنواع الذرات في المواد الناتجة، وهذا الاستنتاج هو حقيقة ثابتة في كل التفاعلات الكيميائية، وقد عبر عنها الكيميائيون بقانون يعرف " بقانون حفظ المادة ".

ولو حصلنا على عينات نقية من ملح الطعام سواء من تبخير ماء البحر أو من التفاعل:

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

ولو حللناها لوجدنا أنها تتكون من اتحاد ٢٣ غم صوديوم مع ٣٥,٥ غم من الكلور تقريباً وينتج عن ذلك ٥٨,٥ غم من الملح تقريباً، وهذه النسبة أو أحد أجزائها أو مضاعفاتها هي التي نحصل عليها دائماً وذلك حسب كمية عينة الملح المدروسة صغيرة أم كبيرة.

وقد اكتشف العلماء هذه الحقيقة في مطلع القرن التاسع عشر وتوصلوا نتيجة لهذا الاكتشاف إلى قانونين هامين أصبحا الآن في عداد المسلمات (وهما):

١- قانون حفظ المادة.

٢- قانون النسب الثابتة.

"عند حدوث التغيرات الكيميائية فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد بعد نهاية التفاعل".

مثال:

عند تفاعل ٣ غم من الكربون ٨ غم من الأوكسجين ينتج ١١غم من ثاني أوكسيد الكربون.

ولو تفاعل ٣ غم من C مع ١٥ غم من O_2 فإنه ينتج عن ذلك ١١ غم CO_2 وبقي ٧ غم من O_2 كما هي دون تغيير، أي أن كمية الأوكسجين الزائد

بقيت كما هي من حيث الكتلة والنوع.

٢- قانون النسب الثابتة:

تتحد العناصر مع بعضها لتكوين المركبات بنسبة عددية بسيطة لا تتغير لكل نوع منها، وقد ظهر لنا هذا بوضوح من معالجتنا لأمثلة كثيرة بدأت بالماء وانتهت بثاني أوكسيد الكربون.

مثال:

يتحد النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين غاز الأمونيا بنسبة وزنية ثابتة هي ٣ وحدات وزنية من H_2 إلى ١٧ وحدة وزنية من N_2، فلو مزجنا النيتروجين والهيدروجين بغير هذه النسبة وقمنا بتأمين الشروط المناسبة للتفاعل، سيحدث التفاعل وينتج غاز الأمونيا حسب النسبة المذكورة أعلاه وتبقى الكمية الزائدة سواء أكانت من غاز الهيدروجين أو النيتروجين دون تفاعل.

المول:

إن الكتلة الحقيقية للذرة متناهية في الصغر حوالي (١٠$^{-٢٤}$–١٠$^{-٢٢}$ غم)، لذلك فنحن لا نستطيع أن نزن الكتل الحقيقية للذرات في المختبر والمصنع.

ولحل هذه المشكلة استخدم العلماء ما أسموه الكتلة الذرية النسبية للذرة، حيث أعتبر العلماء الكتلة الذرية النسبية للكربون ($6C^{12}$) اثنتي عشرة وحدة كتل ذرية، وقاسوا كتل ذرات المواد الأخرى بالنسبة إليها.

وبذلك تكون:

الكتلة الذرية النسبية لذرة أي عنصر = $\dfrac{\text{كتلة ذرة العنصر}}{\frac{١}{٢}\ \text{(كتلة ذرة الكربون)}}$

ويبين الجدول التالي بعض العناصر وكتلها النسبية:

العنصر	الكتلة النسبية	الكتلة التقريبية	العنصر	الكتلة النسبية	الكتلة التقريبية
H	١,٠٠٨	١	Si	٢٨,٠٨٥	٢٨
C	١٢,٠٠١	١٢	P	٣٠,٩٧٤	٣١
N	١٤,٠٠٧	١٤	S	٣٢,٠٦	٣٢
O	١٥,٩٩٩	١٦	Cl	٣٥,٥٩٩	٣٥,٥
Na	٢٢,٩٨٩	٢٣	K	٣٩,٠٩٨	٣٩
Mg	٢٤,٣٠٥	٢٤	Ca	٤٠,٠٩٨	٤٠
Al	٢٦,٩٨١	٢٧	Fe	٥٥,٨٤٦	٥٦

وهذه المقادير تمثل الكتل النسبية لذرات العناصر (المذكورة في الجدول) ولا تمثل الكتل الحقيقية لها، فالمقدار ١,٠٠٨ يمثل الكتلة النسبية لذرة الهيدروجين ولكن لا يعني أن كتلة ذرة الهيدروجين ١,٠٠٨ غم، كذلك فأن المقدار ٣٥,٥ لا يعني أن كتلة ذرة الكلور ٣٥,٥ غم، كذلك فأن باقي المقادير الأخرى تمثل كتلاً نسبية ولا تمثل كتلاً معينة بوحدات الكتلة (غم، كغ)، وهذا يعني أننا لا نستطيع استخدام الكتل النسبية لأخذ كميات محددة من المواد لأغراض التفاعلات الكيميائية أو الصناعة أو لأغراض الحياة بشكل عام.

وإذا تذكرنا أن الكتل الحقيقية للذرات صغيرة جداً وهذا ما يجعلنا غير قادرين على قياسها والتعبير عنها بوحدات الكتلة المألوفة لدينا (غم، كغ)، ولحل هذه المشكلة توصل العلماء إلى مقدار أسموه (المول) وهو يمثل كمية معينة من المادة، كما يمثل عدداً معيناً (يسمى عدد أفوغادرو ويساوي $٦,٠٢٢ \times ١٠^{٢٣}$) من دقائق المادة.

فالمول:

هو وحدة كيميائية تستخدم تعبيراً لعدد (الجزيئات، الذرات، الأيونات) في المادة بحيث أن:

١ مول لأي مادة = عدد أفوكادرو

= ٦,٠٢ × ١٠ ٢٣ ذرة أو جزيء أو أيون

وعدد أفوكادرو قيمة ثابتة لا تتغير بتغير نوع المادة.

١ مول لأي مادة = كتلتها الذرية النسبية = عدد أفوكادرو

أي أن ١ مول من المادة = ٦,٠٢ × ١٠ ٢٣ جزيء أو ذرة

الكتلة المولية = كتلتها الذرية بوحدة الغرام.

مثال:

احسب كتلة ١ مول من H_2O إذا علمت أن الكتلة المولية لـ O =١٦ غم ، H =١

الحل:

١ مول = الكتلة المولية للمادة

= عدد ذرات O × كتلتها المولية + عدد ذرات H × كتلتها المولية

= ١ × ١٦ + ٢ × ١ = ١٦ + ٢ = ١٨ غم / مول.

١ مول من H_2O = ١٨ غم = ٦,٠٢ × ١٠ ٢٣ جزيء H_2O

استخدام المعادلة الموزونة في الحسابات الكيميائية:

تعتمد الحسابات الكيميائية بشكل رئيسي على المعادلة الكيميائية الموزونة فالكيميائيون يعبرون عن التفاعل الكيميائي بمعادلة موزونة، تبين المواد المتفاعلة والمـواد الناتجة ونسبة كل منهما إلى الأخرى، والمعادلة الموزونة هي مرجعنا الأسـاس فـي الحسابات الكيميائية، فمنها تشتق علاقات كمية مفيدة بين المواد المـتفاعلة والمـواد الناتجة، تسهل علينا إجراء الحسابات، ولنبين كيف تستخدم المعادلة الكيميائية في إجراء الحسابات، ندرس الأمثلة التالية:

مثال (١):

يتفاعل الكبريت والمغنيسيوم لإعطاء كبريتيد المغنيسيوم، ويمكن تمثيل

التفاعل بالمعادلة التالية:

$$Mg + S \longrightarrow MgS$$

احسب كتلة الكبريت اللازمة بالغرام للتفاعل مع ٤٨ غم مغنيسيوم.

الحل:

بالـــنظر إلى المعادلة الموزونة نجد أن: مولاً من Mg تتفاعل مع مولاً من S أي أن:

١مول (٦,٠٢٢×١٠ ^{٢٣} ذرة) Mg يتفاعل مع ١مول (٦,٠٢٢ × ١٠ ذرة) S

وأن ٢٤غم Mg تتفاعل مع S.

أي أن ١ غم Mg تتفاعل مع $\frac{٣٢}{٢٤}$ غم S

إذن ٤٨ غم Mg تتفاعل مع $\frac{٣٢}{٢٤}$ × ٤٨ + ٦٤غم

متطلبات مسبقة لدراسة الحسابات الوزنية الكيميائية:

لدراسة موضوع الحسابات الوزنية الكيميائية يتطلب الإلمام بما يلي من حقائق ومفاهيم.

١- الفرق بين الكتلة والوزن:

قـــبل الخـــوض فـــي موضوع الحسابات الوزنية الكيميائية وما تتضمنه بالضرورة من استخدام لمصطلحي الكتلة والوزن وما يشتق منهما ويرتبط بهما، من المهم أن نشير إلى أننا في هذا الموضوع كله سنستخدم مصطلح كتلة ووزن بشـــكل متـــبادل بحيث يستعمل الواحد منهما عوضاً عن الآخر دون الدخول في تفاصيل الفروق بين مفهوم الكتلة ومفهوم الوزن.

الوزن:

هو مقدار جذب الأرض الذي تخضع له الكتلة. أي أن الوزن تابع للكتلة يزيد بزيادتها وينقص بنقصها.

وفي حياتنا اليومية العادية نستخدم وحدات الكتلة في التعبير عن الوزن، فالكـــيلوغرام وأجـــزاؤه ومضاعفاته تستخدم للدلالة على الوزن بالرغم من أنها الوحدة الدولية للكتلة.

وتساعد الحسابات الوزنية الكيميائية في:

١- معرفة رموز العناصر الشائعة وعددها حوالي خمسين عنصراً.
٢- معرفة مفهوم الصيغة أو القانون الجزيئي وكتابة صيغ المركبات الشائعة.
٣- قراءة وفهم المعادلة الكيميائية وتحديد المواد المتفاعلة والناتجة.
٤- إجــراء العملــيات الحسابية البسيطة بطريقة صحيحة وخاصة تلك التي ترتبط بموضوع النسبة والتناسب.

١- معرفة رموز العناصر الشائعة وعددها حوالي خمسين عنصراً:

ولحســابات كتل المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعلات الكيميائية أهمية كبــيرة فـــي الأنشطة الحياتية والصناعية، فمثلاً: تستخدم هذه الحسابات لتحديد الكــتل المــتفاعلة مـــن الأوكسجين والهيدروجين لإنتاج الطاقة اللازمة لإطلاق المركــبات الفضائية، كما يستخدمها الكيميائيون في المصانع والمختبرات لتحديد الكمــيات المناسبة من المواد المتفاعلة للحصول على كميات محددة من النواتج المهمة في حياتنا، كالصابون؛ والعطور، والأدوية، والأسمدة، وغيرها.

المعادلة الموزونة أساس الحسابات الكيميائية:

عند التدقيق في المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$O_{(g)2} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_2\ 2H$$

نفهــم من هذه الأرقام أن جزيئين منH_2 يحتاجان إلى جزيء واحد من O_2 لإنتاج جزيئين من H_2O.

أي أن تفــاعل (٢س) مـــن جزئيات الهيدروجين مع (س) من جزئيات الأوكسجين ينتج (٢س) من جزيئات الماء.

يتبيــن لنا من ذلك أن المعادلة الموزونة تشير إلى نسب أعداد الجزئيات المتفاعلة والناتجة من التفاعل، ولكنك نتعامل عند إجراء التفاعلات الكيميائية مع كــتل المواد مقدرة بالغرام أو مضاعفاته وليس مع أعداد الذرات أو الجزيئات، فكيف تجعل المعادلة الموزونة تمثل علاقة بين كتل المواد ؟

نفــرض أن العدد (س) هو عدد أفوكادرو، أي ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ فيصبح لدينا:

٢×٦,٠٢٢×١٠^٢٣ جــزيء H_2 يــتفاعل مع ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ جزيء O_2 فينتج بذلك ٢×٦,٠٢٢×١٠^٢٣ جزيء H_2O.

وكمــا نعلــم أن كــتلة المــادة التــي تحــتوي علــى عدد أفوغادرو (٦,٠٢٢×١٠^٢٣) هي مول واحد من تلك المادة، وبذلك يمكنك القول أن:

٢مول من الهيدروجين + ١ مول من الأوكسجين ⟵ ٢مول من الماء

وهذه النتيجة مهمة، فهي تدل على أن المعادلة الموزونة تشير أيضاً إلى نسب أعداد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة، والمول الواحد لمادة ما يمثل الكتلة المولــية لــتلك المــادة، وبناء على ذلك يمكن حساب نسب كتل المواد المتفاعلة والناتجة من نسب أعداد المولات في المعادلة الموزونة، أي أن:

٢ × كتلة مول من H_2 + كتلة مول من O_2 ⟵ ٢ × كتلة مول من H_2O

٢ × ٢(غم) H_2 + ٣٢غم O_2 ⟵ ٢ × (١٨ غم) H_2O

نلاحظ أن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي كتلة المادة الناتجة، وهذا يتفق مع قانون حفظ المادة الذي تعبّر عنه المعادلة الموزونة.

الحسابات الوزنية المبنية على الكتلة:

لقــد اعــتمدت الحسابات الوزنية الكيميائية على كتلة إحدى المواد مقــدرة بــالمول، فكــيف تجــرى الحســابات إذا كانت الكتلة معبراً عنها بالغرامات؟

مثال:

احســب كــتلة أوكســيد المغنيسيوم MgO الناتج من تفاعل شريط من المغنيســيوم كتلــته ٦غــم في الهواء (الكتلة المولية للمغنيسيوم = ٢٤غم/مول، وللأوكسجين = ١٦غم/مول).

الحل:

الخطــوة الأولــى: نكتــب أولاً معادلة التفاعل الموزونة، لأنها المرجع الأساس لإجراء الحسابات الكيميائية:

$$2Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

الخطــوة الثانية: تشير المعادلة إلى علاقة إعداد مولات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، فلا بد من تحويل كتلة المغنيسيوم إلى مولات مغنيسيوم:

الكتلة المولية للمغنيسيوم = ٢٤غم/مول.

إذاً عدد مولات Mg المتفاعلة = ٦غم × $\frac{\text{١ مول}}{\text{٢٤ غم}}$ = ٠,٢٤ مول Mg

الخطــوة الثالثة: نحدد النسبة بين مولات المادة المطلوبة (MgO) إلى مولات Mg المعلومة من معادلة التفاعل الموزونة:

$$\frac{\text{مولات المادة المطلوبة}}{\text{مولات المادة المعلومة}} = \frac{\text{٢ مول MgO}}{\text{٢مول Mg}}$$

الخطوة الرابعة: تحويل مولات Mg إلى ما يقابلها من مولات MgO باستخدام النسبة السابقة:

مولات MgO الناتجة = ٠,٢٥ مول Mg × $\frac{\text{٢ مول MgO}}{\text{٢مول Mg}}$

= ٠,٢٥ مول Mg

الخطوة الخامسة: نحول كتلة MgO بالمولات إلى كتلة بالغرامات:

الكتلة المولية لـــ MgO = ١٦ + ٢٤ = ٤٠ غم/مول

كتلة MgO الناتجة = عدد المولات × الكتلة المولية

$$= ٠,٢٥ \text{ مول } MgO \times \frac{\text{٤٠ غم}}{\text{١ مول}} = \text{١٠ غم } MgO$$

الحسابات المبنية على أساس المادة المحددة:

عند إجراء التفاعلات الكيميائية بين مادتين أو أكثر قد يتم خلط كتل من المـواد المـتفاعلة بنسب تختلف عن النسب التي تحددها المعادلة الموزونة فقد تتوفر مادة بمقدار يزيد على ما يلزم للتفاعل.

مثال:

يحضر غاز الإيثانين (الأستيلين) المعامل لأغراض لحام الفلزات وقطعها من تفاعل كربيد الكالسيوم CaC_2 والماء كما توضحه المعادلة التالية:

$$CaC_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(s)}$$

جد:

- المادة المحددة للتفاعل عند إضافة ١٠٠ غم من الماء إلى ١٠٠ غم من CaC_2 ؟.
- كتلة C_2H_2 الناتجة من التفاعل وكتلة الماء اللازم للتفاعل.

الحل:

نقوم أولاً بتحويل الكتل المعطاة بوحدة الغرام في المعادلة الموزونة إلى مولات باستخدام الكتل المولية لتلك المواد:

الكتلة المولية للماء = ١٨ غم/مول.

الكتلة المولية لكربيد الكالسيوم = ٦٤ غم/مول

$$\text{عدد مولات } H_2O = \text{١٠٠ غم } H_2O \times \frac{\text{١ مول}}{\text{١٨ غم}} = \text{٥,٥٦ مول}$$

$$\text{عدد مولات } CaC_2 = \text{١٠٠ غم } CaC_2 \times \frac{\text{١ مول}}{\text{١٦غم}} = \text{١,٥٦ مول}$$

نسبة المولات الموجودة = $\frac{\text{١,٥٦ مول } CaC_2}{\text{٥,٥٦ مول } H_2O}$ = $\frac{\text{٠,٢٨١ مول } CaC_2}{\text{١ مول } H_2O}$

نسبة المولات المطلوبة في المعادلة الموزونة = $\frac{\text{١ مول } CaC_2}{\text{٢ مول } H_2O}$

= $\frac{\text{٠,٥ مول } CaC_2}{\text{١ مول } H_2O}$

نلاحظ من معادلة التفاعل الموزونة أن ١ مول من الماء يحتاج فقط إلى ٠,٥ مول من CaC_2، ولكن من نسبة المولات الموجودة نلاحظ وجود ٠,٢٨١ مول CaC_2 فقط لكل ١ مول من الماء، وعليه فإن CaC_2 هي المادة المحددة للتفاعل، إذ أن كتلتها الموجودة (١,٥٦ مول) تحدد كتل المواد الناتجة، بينما يكون الماء المادة الفائضة.

وتعتبر معرفة المادة المحددة للتفاعل أمر ضروري لأن بقية الحسابات تعتمد على معرفة الكتلة الموجودة منها.

ونلاحظ من المعادلة الموزونة السابقة أن عدد مولات CaC_2 = عدد مولات C_2H_2

∴ كتلة C_2H_2 الناتجة = ١,٥٦ مول × ٢٦ غم/مول = ٤٠,٥٦ غم

عدد مولات H_2O = ضعف عدد مولات C_2H_2 (من المعادلة الموزونة)

= ١,٥٦ مول × ٢ = ٣,١٢ مول

∴ كتلة الماء اللازم للتفاعل = ٣,١٢ مول × ١٨ غم/مول = ٥٦,١٦ غم

كتلة الماء الفائض من التفاعل = ١٠٠ غم ٥٦,١٦ غم = ٤٣,٨٤ غم

المردود المئوي للتفاعل:

يحضر مركب الميثانول CH_3OH صناعياً حسب المعادلة التالية:

$$CO_{(g)} + 2\,H_{2(g)} \longrightarrow CH_3OH_{(l)}$$

فعند تفاعل ١٠٠ غم من H_2 مع كمية وافرة من CO، يمكن حساب كتلة الميثانول المتوقع الحصول عليها بالطريقة المتبعة حسب التسلسل الآتي:

عدد مولات H_2 = $\frac{١٠٠}{٢}$ = ٥٠ مول

عدد مولات CH_3OH = $\frac{١}{٢}$ عدد مولات H_2 (من المعادلة الموزونة) = ٢٥ مول

كتلة CH_3OH = عدد المولات × الكتلة المولية = ٢٥ مول × ٣٢ غم/مول = ٨٠٠ غم

وهذه الكتلة المتوقعة من المركب CH_3OH تمثل أكبر كتلة يمكن الحصول عليها من كتلة معلومة من إحدى المواد المتفاعلة، وتسمى هذه الكتلة الناتج النظري للميثانول، وقد وجد عملياً أن الكتلة الفعلية (الناتج الفعلي) من الميثانول أقل من الناتج النظري، فإذا كان الناتج الفعلي للميثانول في المثال السابق ١٠٠ غم فإن:

المردود المئوي للميثانول في التفاعل = $\frac{\text{الناتج الفعلي}}{\text{الناتج}}$ × ١٠٠%

= $\frac{\text{٦٠٠ غم}}{\text{٨٠٠ غم}}$ × ١٠٠% = ٧٥%

وعند حساب المردود الفعلي لناتج تفاعل ما، فإننا نفترض بأن التفاعل يستمر حتى يتم استهلاك جميع المواد المتفاعلة، إلا أن تفاعلات كيميائية كثيرة لا تصل إلى نهايتها، وبذلك تبقى كميات من المواد دون تفاعل.

كما يتوقع أن يكون المردود المئوي لمادة ما ١٠٠% (على افتراض انتهاء جميع المواد المتفاعلة) إذا اقتصر التفاعل على إنتاج تلك المادة دون غيرها، أما إذا كان التفاعل مترافقاً بحدوث تفاعلات جانبية أخرى فإن ذلك يؤدي إلى نواتج جانبية تقلل الناتج النظري للمادة المطلوبة.

النسب المئوية لمكونات مادة:

سبق أن عبرنا عن المركبات الكيميائية بصيغ معينة مثل:

NH_3, H_2O, $NaCl$ الخ.

وقـد توصـل العلماء إلى هذه الصيغ عن طريق معرفة عدة أشياء منها النسـب المـئوية للعناصر المكونة للمركب، ففي أحيان كثيرة يحتاج إلى معرفة النسـبة المـئوية الكتلـية للعنصر في أحد مركباته، فعند استخراج الفلزات من خاماتها يجب الاهتمام بمعرفة نسبة الفلز في الخام لتقدير كتل الفلز المتوافرة في منطقة ما، ويمكن إيجاد هذه النسب بأخذ عينة نقية من المركب المجهول وتحليلها في المختبر لمعرفة العناصر المكونة لها ومقادير هذه العناصر.

مثال:

عند تحليل عينة نقية كتلتها ٤,٤ غم من مركب مجهول وجد أنها تتكون من ١,٢ غم كربون والباقي أوكسجين.

فمـا كتلة الأوكسجين في العينة في العينة وما نسبة الكربون في العينة؟ وما نسبة الأوكسجين في العينة؟

الحل:

بمـا أن كـتلة العينة النقية ٤,٤ غم، وكتلة الكربون فيها ١,٢غم، وهي تتكون من كربون وأوكسجين فقط.

إذن:

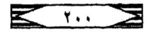
١ – كتلة الأوكسجين في العينة =٤,٤ – ١,٢ = ٣,٢ غم

٢ – نسبة الأوكسجين في العينة = $\frac{\text{كتلة الأوكسجين}}{\text{كتلة العينة}}$ × ١٠٠%

= $\frac{3,2}{4,4}$ × ١٠٠% = ٧٣%

٣ – نسبة الكربون في العينة = $\frac{1,2}{4,4}$ × ١٠٠% =٢٧%

ونستفيد من هذه النسب في الوصول إلى صيغة المركب، فإذا قيل لنا أن



المركب الموجود في العينة يمكن أن يمثل بإحدى الصيغتين CO , CO_2، فكيف نقرر أيهما هو المركب المقصود ؟

لكي نقرر ذلك، نحسب نسبة كل من الكربون C والأوكسجين O في كل من الصيغتين، ونجد في أي الصيغتين تكون النسب مطابقة للنسب المحسوبة من العينة.

فيما يتعلق بـ CO نلاحظ أن ١ جزيء CO يتكون من:

١ ذرة أوكسجين O.

١ذرة كربون C.

أي أن مول من CO يتكون من:

١ مول من ذرات الأوكسجين O وكتلتها = ١ × ١٦ = ١٦غم.

١ مول من ذرات الكربون C وكتلتها = ١ × ١٢ = ١٢ غم.

إذن:

نسبة الأوكسجين في CO = $\frac{١٦}{١٦ + ١٢}$ × ١٠٠%

= $\frac{١٦}{٢٨}$ × ١٠٠% = ٥٧%

نسبة الكربون في CO = $\frac{١٢}{٢٨}$ × ١٠٠% = ٤٣%

أو ١٠٠% − ٥٧% = ٤٣%

نلاحظ أن هذه النسب لا تتطابق مع النسبة المحسوبة من العينة.

إذن فالصيغة CO لا تمثل المركب.

فيما يتعلق بالصيغة CO_2 نلاحظ أن:

(١) جـــزيء CO_2 يتكون من (٢) ذرة أوكسجين، (١) ذرة كربون أي أن (١) مول CO_2 يتكون من (٢) مول من ذرات الأوكسجين وكتلتها = ٢ × ١٦ = ٣٢ غم (١) مول من ذرات الكربون وكتلتها = ١ × ١٢ = ١٢ غم.

إذن:

نسبة الأوكسجين في CO_2 = $\frac{٣٢}{١٢ + ٣٢}$ × ١٠٠%

= $\frac{٣٢}{٤٤}$ × ١٠٠% = ٧٣

نسبة الكربون في CO_2 = $\frac{١٢}{٤٤}$ × ١٠٠% = ٢٧%

أو ١٠٠% − ٧٣% = ٢٧%

وهــذه النسب تطابق النسب المحسوبة من العينة، إذن نقرر إن المركب الموجود في العينة هو ثاني أوكسيد الكربون CO_2.

الحسابات المتعلقة بالتفاعلات الأيونية في المحاليل المائية:

فــي الأمــثلة السابقة تعرفنا الحسابات التي تكون فيها كتل المواد معبراً عــنها بالغــرام والكيلوغرام، ولكن هناك تفاعلات متعددة تتم بين الأيونات في المحالــيل المائية، وهذه التفاعلات تتعامل عادة مع محاليل بتراكيز معلومة، وقد ذكــرنا ســابقاً في وحدة المحاليل عن المولارية كونها طريقة تعبير عن تركيز المحلول بوحدة المول/ لتر.

التركيز المولاري (المولارية):

هــو عــدد مولات المذاب في لتر واحد (ديسمتر^3) من المحلول ويحسب كما يأتي: (حيث ١ مل = ١ سم^3)

التركيز المولاري (المولارية) = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{الحجم المول باللتر}}$

أو المولارية = $\frac{\text{وزن المذاب}}{\text{وزنه الجزيئي}}$ × $\frac{١٠٠٠}{\text{حجم المحلول (سم}^3\text{ أو مل)}}$

حيث عدد المولات = $\frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}}$ = $\frac{\text{و}}{\text{ج}}$



وهـذه العلاقة تمكننا من حساب عدد المولات من المادة المذابة في حجم معيـن من المحلول بتركيز معلوم، حيث أن حساب عدد المولات الموجودة في المحلـول يعتـبر مـنطلقاً لإجراء الحسابات المتعلقة بالتفاعلات التي تجري في المحاليل.

مثال:

احسب كتلة المغنيسيوم اللازمة للتفاعل تماماً مع محلول حجمه ٥٠ مل مـن حـامض الهيدروكلوريك HCl ذي التركيز ١,٥ مول/لتر حسب المعادلة الأيونية التالية:

$$Mg_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

الحل:

نحسب عدد مولات H^+ المتفاعلة (الناتجة من تأين الحامض):

عدد مولات H^+ = الحجم باللتر × التركيز (مول/لتر)

= ٠,٠٥ لتر × $\frac{\text{١,٥ مول}}{\text{لتر}}$ = ٠,٠٧٥ مول

ومـن معادلة التفاعل الموزونة نجد أن (١) مول من Mg يلزم للتفاعل مع (٢) مول من H^+ أي أن:

عدد مولات Mg ٠,٠٧٥ مول H^+ × $\frac{\text{١ مول } Mg}{\text{٢ مول } H^+}$ = ٠,٠٣٧٥ مول Mg

وبما أن الكتلة المولية لـ Mg = ٢٤ غم/مول

∴ كتلة Mg اللازمة = ٠,٠٣٧٥ مول Mg × $\frac{\text{٢٤غم}}{\text{١مول}}$ = ٠,٩ غم من Mg

ومـن الـتفاعلات المهمـة التـي تجري في المحاليل المائية: تفاعلات الترسيب وتعادل الأحماض والقواعد.

١- تفاعلات الترسيب:

عند خلط محلولين لملحين أيونيين قد يؤدي إلى تكوين مادة قليلة الذوبان

(راسب)، مثل: تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة عند خلط محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم.

ولا تختلف طبيعة الحسابات الكيميائية في تفاعلات الترسيب عما ورد سابقاً، غير أن الفرق الأساسي هو استخدام الكتلة المولية لتحويل كتلة المادة بوحدة الغرام إلى مول أو العكس، أما في المحاليل فيستخدم التركيز المولاري (المولارية) للربط بين حجم المحلول ومولات المادة المذابة فيه.

٢ – تعادل الأحماض والقواعد:

إن عملية تعادل الحامض والقاعدة هي عملية تفاعل أيونات $H^+_{(aq)}$ مع أيونات $OH^-_{(aq)}$، فتفاعل حامض الهيدروكلوريك مع محلول هيدروكسيد الصوديوم مثلاً مكن أن يمثل بالمعادلة الأيونية التالية:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

والحسابات المتعلقة بكتل المواد في تفاعلات التعادل لا تختلف عن حسابات تفاعلات الترسيب.

الحسابات المتعلقة بحجوم الغازات:

لقد عرفنا أن هناك نسباً محددة لأعداد مولات المواد الداخلة في التفاعلات الكيميائية، وكذلك وجد أن التفاعلات الكيميائية التي تتم بين الغازات تحدث بنسب حجمية محددة، إذا ما قيست حجوم الغازات المتفاعلة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة، فمثلاً عند تفاعل حجمين من غاز الهيدروجين مع حجم واحد من غاز الأوكسجين تفاعلاً تاماً، ينتج من ذلك حجمان من بخار الماء، وكذلك يتفاعل حجم واحد من غاز الكلور مع حجم واحد من غاز الهيدروجين لإنتاج حجمين من غاز كلوريد الهيدروجين.

فمثلاً إذا كان حجم غاز الكلور لتراً واحداً فإنه يحتاج إلى لتر واحد من غاز الهيدروجين للتفاعل معه، وينتج بذلك لتران من غاز كلوريد الهيدروجين،

تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.

إن النسبة بين أعداد المولات هي نفسها النسبة بين الحجوم، فبما أن المول الواحد من أي غاز يحتوي على نفسه من الجزيئات (عد أفوكادرو)، فإن المول الواحد من أي غاز سيكون له نفس الحجم (تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة).

لقــد توصل العلماء عملياً إلى أن حجم المول الواحد من أي غاز يساوي ٢٢,٤ لتراً في الظروف القياسية للتفاعل (درجة حرارة صفرْ س وضغط جوي واحــد)، وقــد سمي هذا الحجم بالحجم المولي وهو مقدار ثابت لجميع الغازات. ولوجــود علاقــة بيــن حجــم الغاز وعدد مولاته فمن المناسب استخدام حجوم الغازات في التفاعلات الغازية للتعبير عن كتلها بدلاً من استخدام وحدة الغرام.

الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

أهمية الطاقة:

تعتبر الشمس المصدر الرئيسي للطاقة على الأرض، وتختزن هذه الطاقة في الوقود والخشب والنبات وغيرها.

وتعــتمد جمـــيع مصادر الطاقة على التفاعلات الكيميائية، فمثلاً احتراق الوقود بوجود الأوكسجين هو تفاعل كيميائي، وكذلك احتراق غاز الميثان تفاعل كيميائي كما تمثله المعادلة التالية:

$$CO_2 + 2H_2O + \xleftarrow{\text{احتراق}} CH_3 + O_2 \text{ طاقة}$$

وتستخدم الطاقة في مجالات الحياة المختلفة.

الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

التفاعلات الطاردة للطاقة:

هناك نوعان من التفاعلات الكيميائية، تنتج طاقة وتسمى التفاعلات

الطاردة للطاقة ويمكن تمثيل هذا النوع من التفاعلات بالمعادلة التالية:

طاقة + مواد ناتجة ⟵ مواد متفاعلة

وتفاعلات تستهلك طاقة وتسمى التفاعلات الماصة للطاقة، ويمكن تمثيل هذا النوع من التفاعلات بالمعادلة التالية:

مواد ناتجة ⟵ طاقة + مواد متفاعلة

وهناك أشكال أخرى من الطاقة بالإضافة إلى الطاقة الحرارية ترافق التفاعلات الكيميائية مثل:

- الطاقة الناتجة من احتراق الكيروسين في المصباح.
- الطاقة الناتجة من البطارية الكهربائية في المصباح اليدوي حيث نلاحظ أن الطاقة الضوئية يمكن أن تنبعث أو تمتص في أثناء التفاعل الكيميائي.
- امتصاص طاقة ضوئية مثل عملية تحلل بروميد الفضة التي تطلى بها الأفلام الفوتوغرافية.
- امتصاص طاقة كهربائية: مثل عملية التحليل الكهربائي.

إذاً أنواع الطاقة الأخرى هي:

أ- طاقة انبعاث ضوء وكهرباء.

ب-طاقة امتصاص ضوء وكهرباء.

طاقة (الآصرة) الرابطة الكيميائية:

تترابط الذرات مع بعضها بواسطة الأواصر، والآصرة هي قوة تجاذب تربط ذرتين أو أيونين معاً، وكلما زادت قوة التجاذب هذه كانت الرابطة أقوى، ويصاحب تكون الآصرة انبعاث طاقة، كما يتضح بالأمثلة التالية:

(١) $.H + .H \longrightarrow H — H +$ طاقة

(٢) $Cl. + Cl. \longrightarrow Cl — Cl +$ طاقة



وطاقـــة الآصرة الكيميائية هي مقدار الطاقة الناتجة عند تكون المادة أو الطاقـــة المكتسبة عند تفكك المادة. ويختلف مقدار الطاقة الناتجة باختلاف أنواع الـــذرات المرتـــبطة، وبالتالـــي فأن مقدار الطاقة الناتجة يختلف باختلاف أنواع الأواصر الناتجة.

وإذا أردنـــا كســـر الآصرة (قوة التجاذب) بين ذرتين (كالآصرة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء H_2 مثلاً) فهل يعطي الجزيء H_2 طاقة أم يؤخذ منه طاقة؟.

ولكي نبين ذلك نكتب معادلة التفاعل العكسي الممثل بالمعادلة رقم (١)

H —— H + طاقة ⟶ H. + H. (٣)

نلاحـــظ في المعادلة رقم (٣) أن كسر الآصرة يستهلك طاقة، فإذا أردنا كسر الآصرة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء H_2 فإننا نحتاج مقداراً من الطاقة يسمى طاقة الآصرة H —— H، وإذا أردنا كسر الآصرة بين ذرتي الكلور في جزيء Cl_2 فإننا نحتاج مقداراً آخر من الطاقة يسمى طاقة الآصرة Cl —— Cl.

وكل نوع من أنواع الأواصر له طاقة آصرة خاصة به وذلك بسبب اختلاف الذرات المرتبطة، وكلما كانت قوة التجاذب بين الذرتين اكبر كان مقدار الطاقة اللازم لكسر الآصرة أكبر. ويبين الجدول التالي قيم الطاقة اللازمة لكسر بعض الأواصر بالكيلو جول/مول.

الرابطة	الطاقة بالكيلو جول/ مول	الآصرة	الطاقة بالكيلو جول/مول
H-H	٤٣٦	O-O	١٣٨
H-C	٤١٣	F-F	١٥٨
H-N	٣٨٩	CI-CI	٢٤٣
H-O	٤٦٤	Br-Br	١٩٢
H-F	٥٦٥	I-I	١٥١
H-S	٣٣٩	C-C	٣٤٧
H-CI	٤٣١,٨	C-N	٢٩٣
H-Br	٣٦٨	O=O	٤٩٨
H-I	٢٩٧	C-O	٣٥٨
N-N	١٥٩	C=O	٧٩٩
		N N	٩٤١

أسئلة على الجدول:

١- أي آصرة هي الأقوى ؟.

ج- الآصرة N≡N لأنها تحتاج طاقة أكبر لكسرها.

٢- أي ذرتين قوى التجاذب فيها أكبر ؟.

ج- N N

٣- أي آصرة تحتاج لمقدار طاقة أقل لتكسرها ؟.

ج - I-I

٤- ما مقدار الطاقة اللازمة لكسر الآصرة O=O في مول من جزيئات الأوكسجين ؟.

ج - ٤٩٨ كيلو جول/مول.

٥- أيهما تنتج طاقة أكبر، تكون الآصرة (H-S) أم (H-O) ؟.

ج - H-O أكبر لأن قيمتها ٤٦٤ كيلو جول/مول.

٦- أي الآصرتين تحتاج طاقة أقل لكسرها N-N أم N≡N، ولماذا ؟.

ج - N-N تحتاج طاقة أقل لأن قوى التجاذب بينها ناتجة من إلكترونين فقط بينما N≡N ناتجة من ٦ إلكترونات والتغلب على ثلاثة أواصر أصعب من آصرة واحدة.

ويتضمن التفاعل الكيميائي كسر أواصر وتكوين أواصر جديدة، والسؤال هنا هو هل إن طاقة الأواصر في المواد الناتجة تساوي طاقة الأواصر في المواد المتفاعلة أم تختلف عنها ؟ وإذا اختلفت طاقة الأواصر في المواد الناتجة عنها في المواد المتفاعلة، فما مصير الفرق في الطاقة بينهما ؟ وللإجابة عن ذلك سندرس المثالين الآتيين:

مثال (١):

عند حرق الميثان CH_4 في كمية كافية من غاز الأوكسجين O_2 ينتج

غـــاز ثانـــي أوكسيد الكربون CO_2، وبخار الماء H_2O، ويمكن تمثيل التفاعل بالمعادلة التالية:

$$CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

ولمعـــرفة هل إن هذا التفاعل ماص أم طارد للطاقة، وأيهما أكبر طاقة الأواصـــر فـــي المواد المتفاعلة ($CH_4 + 2O_2$)، أم في المواد الناتجة ($CO_2 + 2H_2O$)؟، وكيفـــية إيجاد مقدار الطاقة المرافقة لهذا التفاعل نقوم بحساب طاقة الأواصر في كل من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ونجد الفرق بينهما كما يلي:

الأواصر التي تكسرت	الطاقة المصروفة في كسر الأواصر (كيلو جول/مول)	الأواصر التي تكونت	الطاقة الناتجة عن تكوين الأواصر (كيلو جول/مول)
2(O=O) 4(C-H)	٤٩٨ × ٢ ٤١٣ × ٤	2(C=O) 4(O-H)	٧٩٩ × ٢ ٤٦٤ × ٤
	٢٦٤٨ كيلو جول		**٣٤٥٤ كيلو جول**

نلاحظ كما في الجدول، أن الطاقة الناتجة عن تكون الأواصر في النواتج (٣٤٥٤ كـــيلو جول)، أكبر من الطاقة المصروفة في كسر الأواصر في المواد المـــتفاعلة (٢٦٤٨ كيلو جول)، والفرق بينهما (٨١٢ كيلو جول)، يظهر بشكل طاقة منبعثة مرافقة للتفاعل، ويسمى التفاعل في هذه الحالة، طارداً للطاقة.

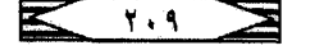
مثال (٢):

يـــتحلل المـــاء H_2O المحمّض، عند تمرير تيار كهربائي مناسب فيه، ويمكن تمثيل تفاعل التحلل هذا بالمعادلة التالية:

$$H_2 + 2O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

هل هذا التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟ وأيهما أكبر طاقة الأواصر في المواد الناتجة أم في المواد المتفاعلة ؟.

نحسب طاقة الأواصر في كل من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ونجد الفرق بينهما في الجدول التالي:



الأواصر التي تكسرت	الطاقة المصروفة في كسر الأواصر (كيلو جول/مول)	المواد الناتجة (الأواصر التي تكونت)	الطاقة الناتجة من تكوين الأواصر (كيلو جول/مول)
(O-H) 4	٤٦٤ × ٤ = ١٨٥٦	2(H-H) O=O	٤٣٦ × ٢ +٤٩٨ = ١٣٧٠

نلاحــظ أن الطاقة الناتجة في المواد الناتجة (١٣٧٠كيلو جول)، أقل من الطاقــة المصروفة في كسر الأواصر في المواد المتفاعلة (١٨٥٦ كيلو غرام)، والفــرق بيــنهما (٤٨٦ كــيلو جول) يزود به التفاعل على شكل طاقة ممتصة للتفاعل، ويسمى التفاعل في هذه الحالة، تفاعلاً ماصاً للطاقة.

تمثيل الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

تعــتمد كمية الحرارة الناتجة من احتراق الفحم أو النفط على كمية المادة المحــترقة، ولذلك لابد من كتابة المعادلة الموزونة لأي تفاعل لكي يسهل حساب كمية الطاقة المنبعثة أو الممتصة من التفاعل بدقة.

فالمعادلـــة الموزونة التي تمثل التفاعل تبين العلاقات الكمية بين المواد المــتفاعلة والمــواد الــناتجة، كما تبين كمية الطاقة المرافقة للتفاعل الكيميائي، فالطاقة هي جزء من المعادلة وتعامل كما تعامل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، فعــندما تنتج طاقة عن التفاعل فإنها تكتب مع المواد الناتجة وإذا استهلكت طاقة أثناء التفاعل فإنها تكتب مع المواد المتفاعلة.

مثال (١): تفاعل طارد للطاقة:

$$H_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow 2H_2O + 285.6\ KJ$$

وهــذا يعنـــي أن احتراق مول واحد من الهيدروجين (H_2) يعطي طاقة مقدارا ٢٨٥,٦ كيلوجول.

مثال (٢): تفاعل ماص للطاقة:

$$Mgo + 602KJ \quad Mg + 1/2\ O_2$$

وهذا يعني أن تفكيك مول واحد من أوكسيد المغنيسيوم يحتاج إلى طاقة مقدارها ٦٠٢ كيلوجول.


الفصل
الثاني عشر
التفاعل الكيميائي
والمعادلة الكيميائية

التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية

مفهوم التفاعل الكيميائي:

التفاعل الكيميائي:

هو أي تغير يحدث على مادة أو مجموعة مواد مؤدياً إلى تغييرها وإنتاج مـــادة أو مـــواد من نوع جديد. أو هو تغير يتضمن كسر أواصر موجودة في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين أواصر جديدة في جزيئات المواد الناتجة.

وتكتسب التفاعلات الكيميائية أهمية كبرى في حياتنا، فالتغيرات المختلفة علـــى المـــادة تحدث أمام ناظرينا كل لحظة كالغازولين الذي يحترق في محرك السيارة لتوليد طاقة تحركها، وغذاء النبات ينتج من عملية البناء الضوئي بتفاعل ثانـــي أوكسيد الكربون والماء، والأنواع المختلفة من الأدوية والألياف الصناعية والأسمدة، وصدأ الحديد، وتعفن الخبز، وتكسير الخشب وحرقه، والإنسان يمضـغ الطعـــام ويهضمه، وورقة الشجرة تصنع السكر والنشا من مواد بسيطة.... الخ ما هي إلا بعض الأمثلة على نواتج بعض التفاعلات الكيميائية.
فالبيـــئة المادية التي نعيش فيها مليئة بالتغيرات، ومن هذه التغيرات ما هو بسيط يمكـــن التعبـــير عنه ببضع كلمات أو بمعادلة رمزية واحدة، ومنها ما هو معقد يصعب وصفه وتحليله.

وبالنظر لهذا التنوع الكبير في التغيرات فقد قام الكيميائيون بتصنيفها إلى أنـــواع بغـــرض تســـهيل دراســـتها، وسنعرض لاحقاً بعضاً من هذه التغيرات باستخدام رموز العناصر وصيغ المركبات فيما يعرف بالمعادلة الكيمائية.

صيغ المركبات الأيونية:

هنالك علاقة وثيقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري والأيونات التي

تكونهـــا ذراتـــه ويبين الجدول الآتي بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الأكثر ثباتاً لبعض العناصر.

المجموعة	VIIA	VIA	VA	IIIA	IIA	IA
الشحنة	١-	٢-	٣-	٣+	٢+	١+
أمثلة	F^- Cl^- Br^- I^-	O^{-2} S^{-2} Se^{-2} Te^{-2}	N^{-3} P^{-3}	AL^{+3}	Mg^{+2} Ca^{+2} Sr^{+2} Ba^{+2}	Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+

بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الأكثر ثباتاً لبعض العناصر

وهناك الكثير من المركبات الأيونية التي تتكون من أيونات بعضها متعدد الـــذرات (مكـــون من أكثر من ذرة واحدة) مثلاً هيدروكسيد الصوديوم NaOH يســـتخدم في كثير من الصناعات، (كالصابون، والحرير الصناعي)، فهو مركب يتكون في حالة الصلابة من أيونات الصوديوم Na^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- وعند إذابته في الماء يتفكك إلى الأيونات المكون منها:

$$Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow NaOH_{(s)}$$

وعند التدقيق في صيغة الأيون OH^- تجد أنه مكون من أكثر من ذرة، فعلاوة على الآصرة الأيونية بين Na^+ و OH^-، فإن الذرتين في الأيون OH^- ترتبطان بآصرة مشتركة.

وتســـمى ذرات العناصر التي تتحد مع بعضها بأواصر مشتركة وتحمل شحنة موجبة أو سالبة **المجموعة الذرية.**

ولكـــتابة الصـــيغ الكيميائية للمركبات التي تحتوي على المجوعات الذرية، فإننا نستخدم الطريقة نفسها المتبعة في كتابة صيغ المركبات الأيونية الثنائية.

المعادلة الكيميائية:

إذا أردنا التحدث عن أحد التفاعلات الكيميائية ووصفه بدقة، فعلينا أن نبين نوعية المواد المتفاعلة والناتجة، بالإضافة إلى تركيبها وكمياتها وحالاتها الفيزيائية، والشروط السائدة في أثناء التفاعل مثل كدرجة الحرارة والضغط، والعوامل المساعدة.

ويمكن وصف التفاعل بدقة وبإيجاز بكتابة المعادلة الكيميائية الخاصة به خذ مثلا تفاعل غازي الهيدروجين والنتروجين لإنتاج غاز الأمونيا يمكن تمثيل هذا التفاعل على النحو الآتي:

غاز الهيدروجين + غاز النتروجين ← (حرارة / ضغط) غاز الأمونيا

ويبين التمثيل السابق نوعية المواد المتفاعلة والناتجة، بالإضافة إلى ظروف التفاعل، ولكنه لا يبين تركيب جزئيات المواد أو النسبة بين أعداد الجزيئات المتفاعلة أو الناتجة، ويمكن توضيح ذلك بكتابة معادلة التفاعل، وذلك بوضع صيغ الجزيئات بدلاً من أسمائها:

$$2NH_{3\,(g)} \xrightarrow{\text{حرارة}} 3H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)}$$

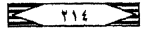
ضغط:

فالمعادلة الكيميائية تعتبر طريقة مثالية لوصف التفاعل الكيميائي برموز، ووصف الظروف التي تم فيها التفاعل، ووصف الحالة الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج.

مثال:

يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز النيتروجين بوجود الضغط والحرارة لانتاج غاز الأمونيا.

غاز الهيدروجين + غاز النيتروجين ← (حرارة / ضغط) غاز الأمونيا



ويمكن كتابة معادلة كيميائية توضح التفاعل الذي يحدث:

$$3H_{2(g)} + N_{2(} \xrightarrow[\text{ضغط}]{\text{حرارة}} 2NH_{3(g)}$$

إن المعادلة الكيميائية أكثر تبسيطاً من وصف التفاعل نفسه، ونلاحظ ذلك من خلال المعلومات التي يمكن استنتاجها من معادلة التفاعل:

١- المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في الحالة الغازية.

٢- يحتاج التفاعل إلى حرارة وضغط لكي يحدث.

٣- لإنتاج جزيئين من الأمونيا (NH_3) يجب أن يتفاعل جزيء من النيتروجين (N_2) مع ثلاثة جزيئات من الهيدروجين (H_2).

٤- تتكسر الروابط الكيميائية بين كل من ذرات الهيدروجين، وذرات النيتروجين، وتتكون روابط جديدة بينها.

مثال:

أدرس المعادلة الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

$$2H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

١- ما العامل المساعد المستخدم في التفاعل ؟

٢- ما حالته الفيزيائية؟

٣- ما الهدف من استخدام عامل مساعد في تفاعل ما؟

٤- ما الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة؟

٥- ما الحالة الفيزيائية للنواتج؟

٦- ما عدد ذرات الأوكسجين في كل من المتفاعلات والنواتج؟

٧- كيف يمكن الاستدلال على حدوث التفاعل؟

الحل:

١- العامل المساعد هو (MnO_2) الصلب.

٢- يهدف العامل المساعد إلى زيادة سرعة التفاعل.

٣- محلـــول مائـــي، ويعنـــي أن فوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2 مذاب في الماء.

٤- (H_2O) في الحالة السائلة و (O_2) في الحالة الغازية.

٥- (٤) ذرات في المتفاعلات، و (٤) في النواتج.

٦- تصاعد غاز الأوكسجين.

كتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة:

لكتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة يتطلب التالي:

١- معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

٢- معرفة الرموز الصحيحة للعناصر والصيغ الكيميائية للمركبات المتفاعلة والناتجة.

٣- معرفة رموز الحالة الفيزيائية كما هي موضحة في الجدول التالي:

الحالة الفيزيائية	رمزها
غاز	(g)
سائل	(l)
صلب	(s)
محلول مائي	(aq)

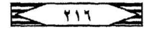
٤- مراعاة قانون حفظ المادة عند موازنة المعادلة.

مثال (١):

اكتب معادلة موزونة تمثل تفاعل الألومنيوم مع غاز الأوكسجين لإنتاج أوكسيد الألمنيوم الصلب.

الحل:

أولاً: نحدد المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:



النواتج	المتفاعلات
أكسيد الألمنيوم	ألمونيوم + غاز الأكسجين

وعليه يمكن كتابة معادلة لفظية للتفاعل:

أكسجين + ألومنيوم ⟵ أكسيد الألمنيوم

ثانياً: نكتب صيغ العناصر والمركبات الداخلة في التفاعل.

أكسجين: O_2 (تعلم أن الأكسجين يوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة).

ألومنـــيوم: Al (تعلم بأن الألومنيوم فلز، لذا فهو يكتب على شكل ذرات مستقلة بدون أرقام).

أوكسيد الألومنيوم:

أكسيد الألومنيوم

Al^{3+} O^{2-} ⟶ Al_2O_3

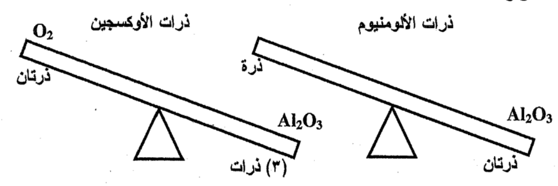
وعليه يمكن تحويل المعادلة اللفظية السابقة إلى معادلة رمزية على النحو التالي:

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

ثالثاً: نضع رموز الحالة الفيزيائية:

$$Al_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)}$$

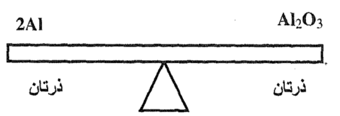
رابعـــاً: نحقــق قانون حفظ المادة بموازنة المعادلة. ننظر إلى عدد الذرات قبل الموازنة.



ولموازنة ذرات الألومنيوم، نضرب ذرات الألومنيوم في المواد المتفاعلة فـي (٢) نـتذكّر دائماً أنه أثناء موازنة المعادلة الكيميائية لا يجوز تغيير الصيغ الكيميائية للمواد، ولذلك توضع المعاملات على يسار الصيغة.

$$2Al(s) + O2(g) \longrightarrow Al2O3(s)$$

نلاحظ أن ذرات الألومنيوم أصبحت موزونة.



إلا أن عـدد الـذرات لا زالت غير موزونة، ولتحقيق الموازنة نضرب الأوكسجين في (٣) وأكسيد الألومنيوم في (٢) لتصبح المعادلة:

$$2Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$$

نلاحظ أن عدد ذرات الأوكسجين أصبحت موزونة:

$3O_2$ $2Al_2O_3$

٦ذرات ٦ذرات

$3O_2$ تعني (٣) جزيئات $O_2 + O_2 + O_2$

ولكن ذرات الألومنيوم اختل عددها عند موازنة الأوكسجين، وعليه نعود لموازنة الألومنيوم بضرب (Al_2) في (٢) لتصبح المعادلة:

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{2(s)}$$

التحقق من الموازنة:

$3O_2$ $2Al_2O_3$ 4A1 $2Al_2O_3$

٦ذرات ٦ذرات ٤ذرات ٤ذرات

وتسمى عملية الموازنة بهذه الطريقة باسم طريقة المحاولة والخطأ.

سؤال:

في المعادلة الكيميائية غير الموزونة التي تمت موازنتها في المثال السابق، وهي:

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

لو تمت الموازنة على النحو التالي:

$$2Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_2$$

فهل تحقق المعادلة الآن قانون حفظ المادة ؟ وهل أن المعادلة صحيحة ؟

الحل:

لقد حققت المعادلة قانون حفظ المادة، فعدد ذرات الأوكسجين والألمنيوم فـي كل من المتفاعلات والنواتج موزونة، إلا أن المعادلة غير صحيحة فصيغة أوكسيد الألمنيوم ليست Al_2O_2.

مثال (٢):

الهيدرازين N_2H_4 مركب سام، وسائل عند درجة حرارة الغرفة، ويستخدم وقوداً في صواريخ ارتياد الفضاء، عند مزج الهيدرازين بأوكسيد النيتروجين N_2O_4(IV) فإنهما يتفاعلان بشدة ليكونا غاز النيتروجين والماء السائل، مثّل هذا التفاعل بمعادلة موزونة.

الحل:

المعادلة اللفظية:

هيدرازين + أوكسيد النتروجين (IV) ⟵ نتروجين + ماء

المعادلة الرمزية:

$$N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

بإضافة رموز الحالة الفيزيائية:

$$N_2H_4 + N_2O_4 \longrightarrow N_2 + H_2O$$

نلاحــظ أن النيتروجين يتكرر (٣) مرات في المعادلة، لذا يفضل تأجيل موازنته في آخر خطوة.

أولاً: موازنة الأوكسجين

نضرب H_2O في المعامل (٤) لتصبح المعادلة:

$$N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$$

ثانياً: موازنة الهيدروجين:

نضرب N_2H_4 في المعامل (٢) لتصبح المعادلة:

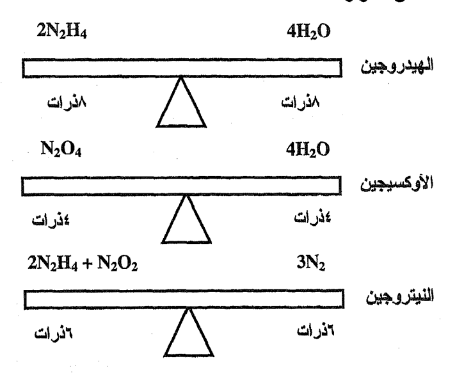
$$2N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$$

ثالثاً: موازنة النيتروجين:

نضرب N_2 في المعامل (٣) لتصبح المعادلة:

$$2N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow 3N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$$

التأكد من الموازنة:



نوزن أولاً الذرات الأقل تكراراً في المعادلة

مثال:

يُحضّر غاز الكلور في المختبر من تفاعل أوكسيد المنغنيز (IV) الصلب مـــع محلول حامض الهيدروكلوريك لينتج فضلاً عن غاز الكلور، الماء وكلوريد المنغنيز (II) اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

الحل:

المعادلة اللفظية:

أكسيد المنغنيز (IV) + حمض الهيدروكلوريك ⟵ غاز الكلور + كلوريد المنغنيز (IV)

المعادلة الرمزية:

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow Cl_2 + H_2O + MnCl_2$$

رموز الحالة:

$$MnO_{2(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + H_2O_{(1)} + MnCl_{2(s)}$$

خطوات الموازنة:

أولاً: موازنة المنغنيز

موزونـــة لأنه عدد ذرات المنغنيز على يسار المعادلة يساوي عدد ذراته على يمين المعادلة.

ثانياً: موازنة الاوكسجين

نضرب H_2O في المعامل (٢) لتصبح المعادلة:

$$MnO_{2(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(1)} + MnCl_{2(s)}$$

ثالثاً: موازنة الهيدروجين

نضرب HCl في المعامل (٤) لتصبح المعادلة:

$$MnO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \longrightarrow Cl2(g) + 2H_2O_{(1)} + MnCl_{2(s)}$$

رابعاً: موازنة الكلور

عدد ذرات الكلور متساوٍ في طرفي المعادلة.

المعادلات الأيونية:

تحــدث كثير من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية بين الأيونات، فعند إذابة كثير من المواد في الماء فإنها تتفكك إلى أيونات وكما نعلم بأن المواد الأيونية تنتج من تجاذب أيونين متعاكسين في الشحنة.

مثال:

ينتج كلوريد الصوديوم الصلب من تجاذب أيون صوديوم موجب (Na^+) مــع أيون كلوريد سالب (Cl^-)، ويرتبطان فيما بينها برابطة أيونية قوية، ولكن عــند إذابة كلوريد الصوديوم في الماء، تتفكك هذه الأيونات كما توضح المعادلة التالية:

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

لــذا يمكــن التعبــير عن محلول كلوريد الصوديوم بالصيغة $NaCl_{(aq)}$ وتعني هذه الصيغة أن لدينا محلولاً لكلوريد الصوديوم يحتوي على أيوني Na^+، Cl^- منفصلين، ولكن كيف يحدث التفاعل عند خلط محاليل مواد أيونية معاً.

لننظر إلى المثال التالي:

عــند إضــافة محلــول مائي لحامض الهيدروكلوريك إلى محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم يحدث تفاعل ينتج عنه الماء وكلوريد الصوديوم.

المعادلة اللفظية للتفاعل هي:

حمض الهيدروكلوريك + هيدروكسيد الصوديوم ⟵ ماء + كلوريد الصوديوم

المعادلة الرمزية هي:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

وبما أن المواد الأيونية تتفكك في الماء، لذا يمكن تمثيل المعادلة الرمزية السابقة على الصورة الآتية، والتي تسمى المعادلة الأيونية الإجمالية:

$$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

نلاحـــظ من خلال المعادلة السابقة أن كل من أيوني Cl^-، Na^+ لم يطرأ علـــيهما أي تغيير، ولم تشترك في التفاعل، لذا يمكن حذفهما من التفاعل لتصبح المعادلة على النحو التالي:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

تسمى هذه المعادلة بالمعادلة الأيونية الصافية. وتسمى الأيونات التي لم تشارك في التفاعل بالأيونات المتفرجة.

لتكويـــن معادلـــة أيونـــية صافية نفكك المواد الذائبة في الماء، ونحذف الأيونات المتفرجة.

صيغة مركب أيوني:

نتبع الخطوات التالية:

١- نحدد الأيونين المكونين للمركب الأيوني — **مثال**

C^{m+} A^{n-} — Al^{3+} ، O^{2-}

٢- نجمع بين الأيونين مع مراعاة الحياد أو التعادل الكهربائي

nC^{m+} mA^{n-} — $2Al^{3+}$ ، $3O^{2-}$

$$(^+)m.n = (^-)m.n$$

٣- والمركب يكتب كالتالي:

C_nA_m — Al_2O_3

أمثلة أخرى:

الأيون الموجب	الأيون السالب	الحياد الكهربائي	صيغة المركب	إسم المركب الأيوني
Na^+	O^{2-}	$2(Na^+,O^{2-})$	Na_2O	هيدروكسيد الصوديوم
Fe^{2+}	Cl^-	$(Fe^{2+},2Cl^-)$	$FeCl_2$	كلورور الحديد II
Al^{3+}	SO_4^{2-}	$2(Al^{3+},3SO_4^{2-})$	$Al_2(SO_4)_2$	كبريتات الألومنيوم

الأيونات المكونة لمركب أيوني:

نتبع الخطوات التالية:

١- نتعرف على صيغة المركب الأيوني — مثال

C_nA_m — Al_2O_3

٢- نحدد عدد الذرات من كل عنصر مكون للمركب الأيوني

nC و mA — 2Al ،3O

٣- نعتمد على الحياد الكهربائي لتحديد الأيونين

nC^{+m} وMA^{-n} — $2Al^{+3}$ ،$3O^{-2}$

وبالتالي فالأيونين هما:

C^{+m} و A^{-n} — Al^{+3} ،O^{-2}

أمثلة أخرى:

المركب الأيوني	عدد الذرات من كل عنصر		الأيون الموجب	الأيون السالب	صيغة المركب الأيوني	اسم المركب
NaCl	Na	Cl	Na^+	Cl^-	(Na^+,Cl^-)	كلورور الصوديوم
$FeCl_2$	Fe_1	Cl_2	Fe^{2+}	Cl^-	$(Fe^{2+},2Cl^-)$	كلورور الحديد II
Fe_2S_3	Fe_2	S_3	Fe^{+3}	S^{-2}	$2(Fe^3,3S^{2-})$	كبريتور الحديد III

الجزيئات:

نتبع الخطوات التالية:

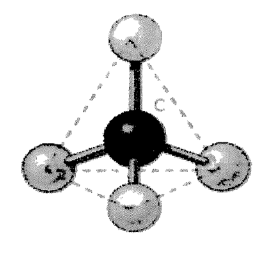
١- نتعرف على الذرات المكونة للجزيئة المراد تحديدها.

٢- بعد توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة نحدد عدد إلكترونات التكافؤ.

٣- نستنتج عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشارك بها كل ذرة على حدة.

٤- نستنتج الأواصر الممكن أن ترتبط بها كل ذرة.

٥- نحدد الصيغ المنشورة و الإجمالية للجزيئة.



مثال:

نحـــدد الصيغ المنشورة والإجمالية لجزيئة مكونة من ذرة كربون وذرة أوكسجين وعدد من ذرات الهيدروجين.

الذرات	توزيع الإلكترونات			عدد الكترونات التكافؤ	ممكن أن تساهم ب	الأواصر الممكن أن ترتبط بها			استنتاج
	d	p	s			بسيطة	ثنائية	ثلاثية	
H_1	1			1	1	x			الهيدروجيـــن دائمـــا يكـــون آصرة تساهمية بســيطة واحدة فقط
O_8	2	6		6	2	x	x		
N_7	2	5		5	3	x	x	x	
C_6	2	4		4	4	x	x	x	

طريقة موازنة معادلة كيميائية :

١- نتعرف على المتفاعلات و النواتج.

٢- تحديد صيغ المتفاعلات و النواتج و حالاتها الفيزيائية.

٣-كـــتابة المعادلة متوازنة علما أن نفس عدد الذرات من عنصر معين جهة المتفاعلات مطابق لعدد ذرات نفس العنصر جهة النواتج.

مثال:

$$C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

العنصر	[illegible]	[illegible]	[illegible]
C	٤	١	٤

$$C_4H_{10} + O_2 \dashrightarrow 4CO_2 + H_2O$$

العنصر	[illegible]	[illegible]	[illegible]
H	١٠	٢	٥

$$C_4H_{10} + O_2 \dashrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$

العنصر	[illegible]	[illegible]	[illegible]
O	١٣ = ٥,١ + ٤,٢	٢	٢/١٣

$$C_4H_{10} + 13/2\ O_2 \dashrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$

المعادلات لا تقبل سوى معاملات صحيحة وبالتالي فالمعادلة تكتب على الشكل التالي:

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \dashrightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$$

أنواع التفاعلات الكيميائية:

لا يمكن حصر أنواع التفاعلات الكيميائية ولغرض تسهيل دراسة التغيرات الكيميائية وتخفيف الكثير من التفاصيل، قام العلماء بتصنيف التفاعلات الكيميائية اعتماداً على مشاهداتهم وأبحاثهم والظواهر التي تحدث أمامهم بطريقة مبسطة، ونورد بعضاً منها:

١) تفاعلات الاتحاد أو الضم.

٢) تفاعلات التفكك أو التحلل.

٣) تفاعلات التبادل البسيط أو الإحلال الأحادي.
٤) تفاعلات التبادل المزدوج أو الإحلال المزدوج.
٥) تفاعلات التأكسد والاختزال أو الأكسدة والإرجاع.

أولاً: تفاعلات الاتحاد أو الضم:

من التفاعلات البسيطة التي نعرفها ونشاهد آثارها صدأ الحديد، ويتم هذا التفاعل بين الحديد والهواء الرطب (يحتوي الهواء على الأوكسجين وبخار الماء وهما اللذان يتفاعلان مع الحديد وينتج عن هذا التفاعل صدأ الحديد)، ويمكن أن نمثل الأمر بطريقة بسيطة كما يلي:

حديد + هواء (أوكسيجين + بخار ماء) ← صدأ الحديد

$$Fe(s) + O2.g. + H2O.g. \longrightarrow Fe2O3.3H2O$$

صدأ الحديد

ولندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها:

1- $C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$
2- $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$
3- $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$
4- $CO_{2(g)} + MgO_{(s)} \longrightarrow MgCO_{3(s)}$
5-$N_2O_{5(g)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow 2HNO_{3(aq)}$
6- $BaO_{(s)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow Ba(OH)_{2(aq)}$

نلاحـــظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على تفاعل مادتين ويكون الناتج مادة واحدة إما أن تكون أوكسيداً فلزياً أو أوكسيداً لا فلزياً أو ملحاً.

تفاعل الاتحاد: تفاعل يتم بين مادتين أو أكثر لتكوين مادة واحدة جديدة.

الصيغة العامة لتفاعل الاتحاد:

$$A + B \longrightarrow AB$$

وتأخذ تفاعلات الاتحاد الشكل العام الآتي:

عنصر أو مركب + عنصر أو مركب ← مركب

مثال (١):

عند إضافة الماء إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحي) CaO ينتج مركب هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ أو الشيد) الذي يستخدم في البناء وطلاء سيقان الأشجار.

١- أكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.

٢- ما نوع التفاعل.

الحل:

١- $CaO + H2O \longrightarrow Ca(OH)2$

٢- تفاعل اتحاد.

نلاحظ أن تفاعل أوكسيد فلزي مع الماء يعطي قاعدة.

مثال (٢):

يتفاعل غاز أكسيد الكبريت (VI) مع الماء ليعطي حامض الكبريتيك.

١- اكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.

٢- ما نوع التفاعل ؟.

الحل:

١- $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

٢- تفاعل اتحاد.

نلاحظ أن تفاعل أوكسيد لا فلزي مع الماء يعطي حامضاً.

ثانياً: تفاعلات التحلل:

لندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن تجد صفة مشتركة بينها:

1- $2H_2O_{(1)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + 2O_{2(g)}$

2- $2HgO_{(S)} \xrightarrow{\Delta} 2Hg_{(1)} + O_{2(g)}$

3- $2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

$$4\text{- } CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$5\text{- } 2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

نلاحظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على تحلل أو تفكك مركب واحد إلى مادتين أو أكثر وقد تكون النواتج عناصر أو مركبات.

تفاعل التحلل: تفاعل يتم فيه تحلل مركب واحد إلى مادتين أو أكثر، ويحتاج حدوثه- في الغالب - إلى حرارة.

الصيغة العامة لتفاعل التحلل:

$$AB \longrightarrow A + B$$

وقد يتحلل المركب إلى عنصر ومركب واحد أو أكثر، مثل تحلل كلورات العناصر القلوية مثل كلورات البوتاسيوم ($KClO_3$) بالحرارة إلى كلوريد الفلز والأوكسجين كما في المعادلة التالية:

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow[MnO_2]{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

ولهذا تستخدم كلورات البوتاسيوم لتحضير غاز الأوكسجين في المختبر.

وقد ينتج من تحلل المركب مركبان أو أكثر، مثل تحلل كربونات الفلز مثل كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري) بالحرارة إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحي) ويتحرر غاز ثاني أوكسيد الكربون:

$$CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CaCO_{3(s)}$$

أما كربونات الفلزات الهيدروجينية مثل كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ (مسحوق الخبيز) فإنها تحلل بالحرارة إلى كربونات الصوديوم وغاز ثاني أوكسيد الكربون وبخار الماء.

$$Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O \xrightarrow{\Delta} 2NaHCO_{3(s)}$$

ويمكن استنتاج القاعدتين التاليتين من خلال تفاعلات التحلل:

١- تحلل كربونات الفلزات بالحرارة يعطي أوكسيد الفلز وغاز ثاني أكسيد

الكربون.

٢- تحلـــل كـــربونات الفلزات الهيدروجينية بالحرارة يعطي كربونات الفلز وغاز ثاني أوكسيد الكربون وبخار الماء.

مثال (١):

مـــا نواتج كل من تفاعلات التحلل الآتية ؟ مثل هذه التفاعلات بمعادلات لفظية ورمزية موزونة:

١- تحلل كربونات المغنيسيوم الهيدروجينية بالحرارة.

٢- تحلل كربونات الكادميوم $CdCO_3$ بالحرارة.

الحل:

١- كربونات المغنيسيوم الهيدروجينية ⟵(حرارة) كربونات المغنيسيوم + ثاني أكسيد الكربون + ماء

$$Mg(HCO_3)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} MgCO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

٢- كربونات الكادميوم ⟵(حرارة) ثاني أكسيد الكربون + أكسيد الكادميوم

$$CdCO_{3(S)} \xrightarrow{\Delta} CdO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

مثال (٢):

يتحلل بروميد الفضة AgBr (المستخدم في طلاء الأفلام الفوتوغرافية) بوجـــود الضـــوء إلى عناصره. أكتب معادلة موزونة لهذا التفاعل، ثم حدد نوع التفاعل.

الحل:

$$AgBr \xrightarrow{\text{ضوء}} Ag^+ + Br^-$$

نوع التفاعل: تحلل.

ثالثاً: تفاعلات الإحلال الأحادي:

لندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$



$Mg_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$

$Cu_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2$

$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(1)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

نلاحــظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على إحلال عنصر نشيط محل عنصر آخر أقل نشاطاً في مركب:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(aq)}$$

ففي المعادلة الأولى نلاحظ أن:

الخارصين حل محل الهيدروجين في حامض الهيدروكلوريك، ومثل هذه الـــتفاعلات تعرف بتفاعلات الإحلال الأحادي، ومنها تفاعل بعض العناصر مع الماء أو الأحماض أو بعض العناصر مع محاليل مركبات عناصر أخرى.

تفـــاعل الإحـــلال الأحادي: هو تفاعل يتم فيه إحلال عنصر نشط محل عنصـــر آخـــر أقـــل نشـــاطاً في أحد مركباته، الصيغة العامة لتفاعل الإحلال الأحادي:

$$C + AB \longrightarrow CB + A$$

مثال (١):

أكمـــل معـــادلات التفاعلات الآتية، ووازنها، واذكر اسم العنصر النشط والعنصر الأقل نشاطاً الذي حل محله.

1- $Mg_{(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow$

2- $K_{(s)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow$

3- $Fe_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow$

الحل (١):

1- Mg(s) + 2HCl(aq) ⟶ MgCl2(aq) + H2(g)

العنصر النشيط: Mg

العنصر الأقل نشاطاً: H

$2\text{- } 2K_{(s)} + 2H_2O_{(1)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

العنصر النشط: K

العنصر الأقل نشاطاً: H

$3\text{- } Fe_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow FeSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$

العنصر النشط: Fe

العنصر الأقل نشاطاً: Cu

مثال (٢):

يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً بلورات فضية.

١- أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل.

٢- أكتب معادلة أيونية إجمالية تمثل التفاعل.

٣- اكتب معادلة أيونية صافية تمثل التفاعل.

٤- ما نوع التفاعل.

الحل:

$1\text{- } Cu_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2Ag_{(s)}$

$2\text{- } Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} + 2NO_3^-{}_{(Aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2NO_3^-{}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

$3\text{- } Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي:

تكمن أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي في استخدامها لتحضير العناصر من مركباتها، فمثلاً يعتبر تفاعل الفلزات النشطة مع الأحماض مثل $(H_2SO_4,\ HCl)$ من الطرق الشائعة لتحضير غاز الهيدروجين في المختبر.

فعند وضع الخارصين في محلول حامض الكبريتيك فإن الخارصين يحل محل الهيدروجين كما في المعادلة التالية:

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$



ويمكن كتابة المعادلة السابقة على الصورة الأيونية الآتية:

$$Zn_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} + {}_{(aq)} + H_{2(g)}\ {}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + SO\ \ SO$$

وبإهمال أيونات الكبريتات SO_4^{-2} غير المتفاعلة نحصل على المعادلة الأيونية الصافية التالية:

ويمكن تحضير البروم عند إمرار غاز الكلور في محلول يحتوي على أيونات البروميد مثل محلول بروميد النحاس، كما في المعادلة التالية:

$$Cl_{2(g)} + CuBr_{2(aq)} \longrightarrow CuCl^{-}_{(aq)} + Br_{2(l)}$$

المعادلة الأيونية الصافية.

$$Cl_{2(g)} + 2Br^{-}_{(aq)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)} + Br_{2(l)}$$

رابعاً: تفاعلات الإحلال المزدوج:

يحدث هذا النوع من التفاعلات عند مزج محلولين لمركبين أيونيين ، حيث تتبادل الأيونات في المركبين أوضاعهما مكونة مواد جديدة تظهر على شكل مواد مترسبة أو غازات.

تفاعل الإحلال المزدوج:

تفاعل يتم بين مركبين، بأن يحل الأيون الموجب من أحدهما محل الأيون الموجب في الآخر. والصيغة العامة لتفاعل الإحلال المزدوج:

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

تقسم تفاعلات الإحلال المزدوج إلى ثلاثة أقسام:

أ) تفاعلات الترسيب:

وتحدث عند مزج محلولين لمركبين أيونيين، فينتج من تفاعلهما مركب أيوني غير ذائب يترسب في وعاء التفاعل.

مثال:

تكوّن راسب من كلوريد الفضة عند مزج محلولي نترات الفضة وكلوريد الصوديوم كما في المعادلة:

المعادلة الرمزية:

$$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

المعادلة الأيونية الإجمالية:

$$Ag^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)} + Na^{+}_{(aq)} + Cl_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + Na^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)}$$

ب) تفاعلات التعادل:

تفاعلات الأحماض مع القواعد هي الأخرى تفاعلات إحلال مزدوج.

جـ) تفاعلات تؤدي إلى انطلاق غازات:

هناك تفاعلات إحلال مزدوج تؤدي إلى انطلاق غاز، مثل تحضير غاز CO_2 في المختبر من تفاعل حامض الهيدروكلوريك مع كربونات الكالسيوم حسب المعادلة:

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

خامساً: تفاعلات التأكسد والاختزال أو الأكسدة والإرجاع:

بدأ مفهوم الأكسدة تاريخياً عندما أطلقه العلماء على اتحاد الأوكسجين بالعناصر الأخرى، فمثلاً في التفاعل:

$$S(s) + O2.g. \longrightarrow SO2.g.$$

تأكسد الكبريت، ولكن المفهوم سرعان ما اتسع وتطور ليشمل تفاعلات لا يشارك فيها الأوكسجين وربط به مفهوم آخر مترافق معه دائماً هو مفهوم الاختزال.

مفهوم الأكسدة والاختزال:

لقد تطور هذا المفهوم وتعدل، شأنه في ذلك شأن المفاهيم والحقائق العلمية الأخرى التي تخضع للتبدلات والتغيرات، فبعد اكتشاف مكونات الذرة، وتحديد مفهوم الذرية، لم تعد تفاعلات الأكسدة والاختزال ترتبط بإضافة الأوكسجين أو نزعه، بل أصبحت تشير إلى أي تفاعل يحدث فيه تبادل إلكتروني بين بعض المواد المتفاعلة مما يؤدي إلى تغير في ذرياتها وظهورها بشكل جديد في النواتج.

ولتوضيح ذلك، لندرس تفاعل اتحاد الصوديوم والكلور لتكوين ملح الطعام:

$$2Na(s) + Cl2.g. \longrightarrow 2NaCl(s)$$

ولو أردنا أن نحدد نوع هذا التفاعل، لقلنا بلا تردد إنه تفاعل اتحاد مباشر وهذا صحيح، ولكن لننظر إلى الموضوع من زاوية أخرى، ففي هذا التفاعل تمنح كل ذرة من ذرات الصوديوم إلكتروناً لكل ذرة من ذرات الكلور، وهكذا تتغير ذرية الصوديوم فبعد أن كانت تساوي صفر عندما كان الصوديوم لوحده $Na\ i_{(s)}$ وقبل أن يدخل في تفاعل مع الكلور، أصبحت ذريته +١ في أثناء وبعد دخوله التفاعل أي أنه أصبح أيون Na^{+1}.

إن ذرة الصوديوم ازدادت عددياً من المواد المتفاعلة إلى النواتج وهذا واضح من أن +١ أكبر من صفر، وهذا ما اتفق العلماء على تسميته تأكسداً.

أما ذرة الكلور فبعد أن أخذت الإلكترون من ذرية الصوديوم تحولت إلى أيون الكلوريد السالب Cl^{1+}، لقد نقصت ذرية الكلور عددياً من المواد المتفاعلة إلى النواتج وهذا واضح من أن -١ أصغر من صفر، وهذا ما اتفق العلماء على تسميته اختزالاً (إرجاعاً).

نلاحظ أن كل ذرة صوديوم تمنح إلكتروناً تجد من يأخذه منها حالاً وهو ذرة الكلور، وليس هنالك أي إلكترونات تضيع أثناء هذه العملية المتواقتة، فكلما تأكسدت ذرة صوديوم اختزلت مقابلها ذرة كلور، وهكذا فالأكسدة والاختزال عمليتان مترافقتان ولا يمكن أن تحدث إحداهما دون حدوث الأخرى.

لقد تحدثنا أعلاه عن مفهوم الذرية، فهو أساس في تفاعلات الأكسدة والاختزال، ويرتبط مفهوم الذرية بكسب وخسارة الإلكترونات وبالأواصر، والنقطة المرجعية في تحديد ذرية العنصر هي ذرة واحدة من العنصر، فذرية الصوديوم +١ لأن ذرة واحدة منه تمنح إلكتروناً واحداً وذرية الكلور -١ لأن ذرة واحدة منه تقبل إلكتروناً واحداً.

وهـــناك أيضاً مصطلحٍ آخر مرادفٍ لمصطلح الذرية وهو رقم الأكسدة (أو عـــدد التأكسـد) وعلى الرغم من وجود اختلافاتٍ بين مفهوم الذرية ومفهوم عدد التأكسد إلا أننا نستخدمهما كمترادفين فلا تستغرب إذا وجدتنا نستخدم الواحد منهما بدلاً عن الآخر.

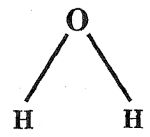
الذرية:

هـــي عدد الأواصر التي تعملها ذرة واحدة من العنصر حينما تدخل في اتحادٍ كيميائي مع ذرةٍ أخرى.

ونســتخدم مصطلح الذرية عادةً مع المركبات التساهمية (ذات الأواصر المشـتركة) التـــي يكـــون طرفاها أو أطرافها من اللافلزات مثل الماء وحامض الكبريتيك H_2SO_4.

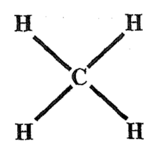
تدريب (١):

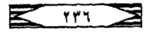
جدْ بنفسك ذرية كلٍ من الهيدروجين والأوكسجين في الماء.



تدريب (٢):

جدْ أيضاً ذرية كل من الهيدروجين والكربون في الميثان.





رقم الأكسدة (عدد التأكسد):

هو عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التي يفترض أن تحملها الذرة ضمن جزيــئة المركب أو التي يحملها الأيون، وأن عدد تأكسد العنصر الحر = صفر فهو لم يتفاعل (لم يفقد أو يكتسب إلكترونات) مثل:

Cu^{+2} و Cl^- و Zn^0 أو Zn.

ويُســتخدم مصطلح رقم الأكسدة في حالة المركبات الأيونية التي تجمع بيــن فلــزٍ ولا فلــز أو بين فلزٍ ومجموعةٍ سالبة مثل $NaCl$, CaS، KNO_3, $Mg(OH)_2$.

التأكسد:

هي عملية فقدان إلكترون أو أكثر مصحوبة بزيادة في عدد التأكسد مثل:

$$Zn^0 \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$$

الاختزال:

هــي عملية اكتساب إلكترون أو أكثر مصحوبة بنقصان في عدد التأكسد مثل:

$$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$

$$Zn^{+2} \longrightarrow Zn - 2e$$

$$Cu^0 \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^-$$

وقــد مــر بــنا في تفاعل الإحلال الأحادي الذي يحدث بين الخارصين وحامض الهيدروكلوريك الذي تمثله المعادلة التالية:

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(aq)}$$

ولكن كيف تتحول ذرات Zn إلى أيونات Zn^{+2} ؟ وكيف يتحول الأيون H^+ إلى غاز H_2 ؟.

من المعروف أن الذرة المتعادلة تتحول إلى أيون موجب عندما تفقد

الإلكترونات، وذرة الخارصين لديها الميل لفقد إلكترونين، فتتحول ذرة Zn إلى أيون Zn^{+2} على النحو التالي:

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}{}_{(aq)} + 2e^-$$

ويـــتم اكتساب هذان الإلكترونان من قبل أيونات الهيدروجين حيث يكون لديها الميل لاكتساب الإلكترونات، حيث يكتسب أيون الهيدروجين H^+ إلكتروناً واحداً متحولاً بذلك إلى ذرة هيدروجين، وتتحد كل ذرتين منهما مكونتين جزيء الهيدروجين H_2 على النحو التالي:

$$2H^+{}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$$

أي أن هـــناك عمليتي تفاعل متلازمتين، تحدثان في وقت واحد إحداهما يـــتم فـــيها فقـــدان إلكترونات وتسمى عملية التأكسد، والأخرى يتم فيها اكتساب إلكترونات وتسمى عملية الإختزال.

كمـــا تسمى تفاعلات الاتحاد التي يتحد فيها عنصران لتكوين مركب أو التي يتحد فيها عنصر ومركب لتكوين مركب جديد تفاعلات التأكسد والاختزال.

قواعد حساب عدد التأكسد:

القواعد الآتية يجب أن تؤخذ بالاعتبار عند تحديد عدد تأكسد العنصر في المركب:

١- عدد تأكسد العناصر النقية يساوي صفراً.

العناصـــر النقية هي التي تتكون من نوع واحد من الذرات بغض النظر عن عددها.

أمثلة:

- عدد تأكسد الصوديوم Na يساوي صفراً.
- عدد تأكسد الفوسفور P_4 يساوي صفراً.
- عدد تأكسد الكلور Cl_2 يساوي صفراً.
- عدد تأكسد الكبريت S_8 يساوي صفراً.

٢-عـــدد التأكســـد للأيون البسيط يساوي العدد الذي يحمله في المقدار وفي الإشارة.

الأيون البسيط هو الأيون المكون من ذرة واحدة.

مثال:

عدد تأكسد أيون المغنيسيوم Mg^{+2} هو (٢+).

٣- عدد تأكسد الأوكسجين غالباً يساوي (-٢):

أمثلة:

الماء (أوكسيد الهيدروجين) H_2O ، أوكسيد الصوديوم Na_2O ، أوكسيد المغنيسيوم Mgo.

باستثناء الحالتين:

أ- فوق الأكاسيد يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها، هو (-١).

أمـــثلة: فـــوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2، فوق أوكسيد الصوديوم Na_2O_2، فوق أوكسيد المغنيسيوم MgO_2

ب- إذا أتحـــد الأوكسجين مع الفلور يكون عدد تأكسد الأوكسجين هو (٢+) في مركـــب فلوريـــد الأوكســـجين OF_2 نلاحـــظ أن المركب OF_2 يسمى فلوريد الأوكســـجين والمقطع (يد) في المركبات يضاف للأيون السالب، إن عدد تأكسد الأوكســـجين موجب والفلور سالب في هذا المركب لأن الفلور أعلى كهروسالبية من الأوكسجين (أي أن ميله لكسب الإلكترونات أعلى من الأوكسجين).

٤- عدد تأكسد الهيدروجين هو (+١):

أمثلة: الماء H_2O، هيدروكسيد الصوديوم NaOH

عدا حالة واحدة يكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها (-١) وذلك إذا اتحد مع عنصر أقل كهروسلبية فيه كما في هيدريدات الفلزات.

أمثلة: هيدريد الصوديوم NaH، هيدريد المغنيسيوم MgH_2.

٥- عدد تأكسد الفلزات دائماً موجب، لأن الفلزات دائما تميل لفقد الالكترونات.

٦- عدد تأكسد فلزات عناصر المجموعة (IA) دائماً هو(+١).

Li										
Na										
K										
Rb										

٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة (IIA) دائماً هو (+٢).

	IIA							
	Be							
	Mg							
	Ca							
	Ba							

٨- مجموع أعداد التأكسد للذرات في المركب المتعادل يساوي صفرا.

المركب المتعادل لا يحمل أي شحنة ظاهرة.

٩- مجمــوع أعــداد التأكســد للأيون عديد الذرات يساوي شحنة الأيون في المقدار والإشارة.

الأيــون عديد الذرات (الأيون المعقد) هو الأيون الذي يحتوي على أكثر من ذرة ويحمل شحنة ظاهرة مثل $Cr_2O_7^{-2}$.

الصيغ الكيميائية لأهم الأيونات المعقدة (المجموعات الكيميائية)		
اسم الأيون	**صيغة الأيون**	**شحنة الأيون**
الأمونيوم	NH_4	١+
النيترات	NO_3	١-
الهيدروكسيد	**OH**	١-
البيرمنغنات	MnO_4	١-
الدايكرومات	Cr_2O_2	٢-
الكبريتات	SO_4	٢-
الكربونات	CO_3	٢-
الفوسفات	PO_4	٣-

مثال:

احســب عــدد تأكســد الكبريــت فــي حمــض الكبريتيك H_2SO_4 ؟

(عــدد تأكسد S × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) + (عدد تأكسد H × عدد ذراته) = صفر

(عدد تأكسد الكبريت × ١) + (-٢ × ٤) + (+١ × ٢) = صفر

عدد تأكسد الكبريت = +٦

مثال:

احسب عدد تأكسد الكروم في أيون الدايكرومات $Cr_2O_7^{-2}$

(عــدد تأكسد الكروم×عدد ذراته) + (عدد تأكسد الأوكسجين× عدد ذراته)= -٢

(عدد تأكسد الكروم ×٢) + (-٢×٧) = -٢

عدد تأكسد الكروم = +٦

سؤال:

احسب أعداد تأكسد الذرات المشار إليها بخط في المركبات والأيونات الآتية:

$\underline{As}O_4^-$ ،$\underline{Mn}O_4^-$, $Na_2\underline{U}O_4$ ،$\underline{C}_6H_{12}O_6$ ،$F_2\underline{O}$ ، $\underline{N}H_4^+$ ،$H\underline{Cl}O_3$ ، $K_2\underline{O}_2$ ،^{3} $H_3\underline{I}O_6^{-2}$

المركبات أو الأيونات	أعداد التأكسد
$\underline{N}H_4^+I$	-3
$\underline{As}O_4^{-3}$	+5
$F_2\underline{O}$	+2
$H_3\underline{I}O_6^{-4}$	+7
$H\underline{Cl}O_3$	+5
$Na_2\underline{U}O_4$	+6
$\underline{C}_6H_{12}O_6$	صفر
$K_2\underline{O}_2$	-1
$\underline{Mn}O_4^-$	+7

سؤال:

في أي المركبات الآتية يُظهر النيتروجين أعلى حالة تأكسد ؟

N_2H_4 ،NO_2 ،HNO_3 N_2O_3، ،N_2O ، NH_2OH

الجواب:

هو HNO_3 وعدد تأكسد النيتروجين فيه (+٥)

معنى التأكسد والاختزال:

١- المعنى الأول:

أطلق مفهوم التأكسد في الأصل على عملية اتحاد المادة مع الأوكسجين، والاختـزال على عملية نزع الأوكسجين من المادة. فالتأكسد: عملية اتحاد المادة مع الأوكسجين، والاختزال: عملية نزع الأوكسجين من المادة.

مثال:

اختزال

$$CuO + H_2 \qquad Cu + H_2O$$

تأكسد

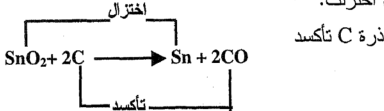
الهيدروجيـن اتحـد مع الأوكسيجين فالعملية تأكسيد. النحاس نزع منه الأوكسيجين فالعملية اختزال.

مثال:

حـدد الـذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في المعادلة الآتية:

ذرة Sn اختزلت.

ذرة C تأكسد



٢- المعنى الثاني:

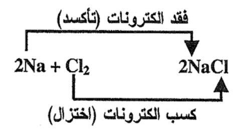
هـــنالك تفـــاعلات لا تحـــتوي علـــى أوكسجين ومع ذلك تعتبر من تفـــاعلات التأكســـد والاختزال، ولهذا تم تطوير مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل عملية انتقال الإلكترونات بين المواد المتفاعلة، ليصبح معناهما على النحو الآتي:

التأكسد: عملية فقدان الإلكترونات.

الاختزال: عملية كسب الإلكترونات.

سؤال:

عـــدد تأكسد كل من الصوديوم Na والكلور Cl_2 على يسار التفاعل (صفر). لماذا ؟.



الجواب:

عند اتحداهما معاً تفقد كل ذرة من ذرات الصوديوم إلكتروناً واحداً، بينما تكتسب كل ذرة كلور إلكتروناً واحداً من كل ذرة صوديوم.

كلاهما مادتان نقيتان القاعدة رقم (١) من قواعد حساب عدد التأكسد.

٣-المعنى الثالث:

يمكن استخدام مفهوم عدد التأكسد لبيان معنى آخر للتأكسد والاختزال.

التأكسد: الزيادة في عدد التأكسد.

الاختزال: النقصان في عدد التأكسد.

تأكسد

٦- ٥- ٤- ٣- ٢- ١- صفر ١+ ٢+ ٣+ ٤+ ٥+ ٦+

اختزال

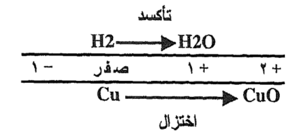
تأكسد

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

اختزال

فالهيدروجين زاد عدد تأكسده من (صفر) إلى (+١) فالعملية تأكسد.

والنحاس نقص عدد تأكسده من (+٢) إلى (صفر) فالعملية اختزال.



سؤال:

حدد الذرات التي تاكسدت و التي أختزلت في كل من المعادلتين الآتيتين:

$$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$$

$$SnO_2 + 2C \longrightarrow Sn + 2CO$$

في المعادلة الأولى	في المعادلة الثانية
Cl_2: اختزال	Sn: اختزال.
Br^-: تأكسد	C: تأكسد.

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة:

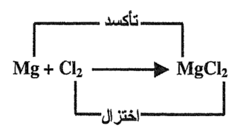
العامل المؤكسد:

المادة التي تَخْتَزِلُ وتسبب تأكسداً لمادة أخرى.

العامل المختزل:

المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالاً لمادة أخرى.

ويمكن توضيح ذلك من خلال المعادلة:

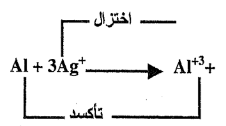


يكـــون المغنيسيوم العامل المختزل لأنه تسبب في اختزال الكلور، بينما يمثل الكلور العامل المؤكسد لأنه سبب تأكسداً للمغنيسيوم.

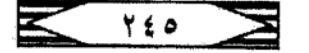
العـــامل المؤكســـد بحاجـــة للتفاعل مع عامل مختزل. العامل المختزل بحاجة للتفاعل مع عامل مؤكسد.

مثال:

الألومنيوم تأكسد (عامل مختزل)، لذا فهو بحاجة لعامل مؤكسد (Ag^+)



ويعتبر الأكسجين O_2 اكثر العوامل المؤكسدة شيوعاً فالأوكسجين يدخل فـــي تفـــاعلات الاحتراق، وهي تفاعلات تأكسد واختزال يكون فيها الأوكسجين



عاملاً مؤكسداً.

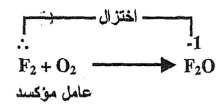
مثال:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

عامل مؤكسد:

ويعتبر عنصر الفلور أقوى العوامل المؤكسدة وذلك لميله الشديد لكسب الإلكترونات وارتفاع قيمة كهروسلبيته.

مثال:



ويمكن أن تسلك المواد كعوامل مؤكسدة في ظروف معينة، و كعوامل مختزلة في ظروف أخرى.

مثال:

يسلك الهيدروجين كعامل مختزل إذا تفاعل مع عامل مؤكسد أقوى منه:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

ويسلك الهيدروجين كعامل مؤكسد إذا تفاعل مع عامل مختزل أقوى منه.

$$2Na + H_2 \longrightarrow NaH$$

تفاعلات التأكسد والاختزال:

يسمى التفاعل الذي يتضمن انتقال إلكترونات بين المواد المتفاعلة (أو تلك التي يزداد فيها عدد التأكسد أو يقل) تفاعل تأكسد واختزال.

يتضمن تفاعل التأكسد والاختزال نصفين هما:

أ- نصف التفاعل / التأكسد:

وتوضع فيه الإلكترونات مع النواتج، ويُعَبِّرُ عن عملية فقدان الإلكترونات.

ب- نصف التفاعل / الاختزال:

وتوضع فيه الإلكترونات مع المتفاعلات، ويُعَبِّرُ عن عملية كسب الإلكترونات.

لا يمكن أن تحدث عملية التأكسد دون حدوث عملية اختزال، لأن المادة التي تتأكسد تقابلها مادة تميل للاختزال.

مثال:

التفاعل الآتي يعد مثالا على تفاعلات التأكسد والاختزال:

$$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2Cl^- + I_2$$

ويتضمن هذا التفاعل نصفين:

نصف التفاعل/ التأكسد:

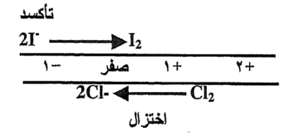
$$2I^- \longrightarrow I_2 + 2e^-$$

نصف التفاعل/ الاختزال:

$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

الكلور قل عدد تأكسده من (صفر إلى -١) فالعملية تدعى اختزالاً.

اليود زاد عدد تأكسده من (-١ إلى صفر) فالعملية تدعى تأكسداً. (لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكسد واختزال).



مثال:

عند وضع صفيحة من الخارصين في محلول كبريتات النحاس (II) يحدث التفاعل وفق المعادلة الآتية:

$$Zn^{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Cu_{(s)} + Zn^{+2}_{(aq)}$$

أكتب نصف التفاعل / التأكسد والاختزال.

تفاعل تأكسد واختزال
يتم فى وسط مائى
صفيحة من الخارصين
محلول كبريتات النحاس (II)

تفاعل تأكسد واختزال
يتم فى وسط مائى
صفيحة من الخارصين
محلول كبريتات النحاس (II)

تفاعل تأكسد واختزال
يتم فى وسط مائى
صفيحة من الخارصين
محلول كبريتات النحاس (II)
راسب من النحاس

تفاعل تأكسد واختزال
يتم فى وسط مائى
صفيحة من الخارصين
محلول كبريتات النحاس (II)
راسب من النحاس

$$Zn + Cu^{-2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$

تأكسد (فقد)

نصف التفاعل التأكسد:

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$$

نصف التفاعل الاختزال:

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$$

وبالجمع ينتج تفاعل تأكسد واختزال:

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي:

وهي التفاعلات التي تسلك فيها المادة كعامل مؤكسد ومختزل في التفاعل نفسه.

مثال:

عند إمرار الكلور في محلول قاعدي، يحدث تفاعل التأكسد والاختزال الذاتي التالي:

$$Cl_2 + 2OH^- \longrightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$$

زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر) إلى (+١)

$$Cl_2 \longrightarrow ClO^-$$

قل عدد تأكسد الكلور من (صفر) إلى (-١)

$$Cl_2 \longrightarrow Cl^-$$

سؤال:

المعادلات a، b، c تمثل تفاعلات تأكسد واختزال ذاتي. المعادلة d لا تمثل.

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$
$$3S + 3H_2O \longrightarrow H_2SO_3 + 2H_2S$$
$$3BrO^- \longrightarrow 2Br^- + BrO_3^-$$
$$H_2O_2 + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4$$

تطبيقات عملية لتفاعلات التأكسد والاختزال:

أولاً: قصر الألوان:

تستخدم عدة مواد لقصر الألوان منها:

١- فوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2:

يعتمد عمل H_2O_2 على خواصه كعامل مؤكسد للمواد الملونة وتحويلها إلى ناتج غير ملون.

مجال استخدامه:

- يستخدم لقصر ألوان الأشياء الحساسة مثل الشعر والحرير والصوف والريش. وتستخدمه السيدات لقصر لون الشعر إلا أنه يسبب تقصف الشعر وتقرح جلد الرأس إذا تم استخدامه بتراكيز عالية.
- يستخدم في إزالة قتامة اللوحات الزيتية القديمة، فالدهانات القديمة المحتوية على مركبات الرصاص تتفاعل مع غاز H_2S الموجود في الهواء الملوث وتكون PbS اسود اللون ويعمل H_2O_2 على أكسدة PbS إلى $PbSO_4$ الأبيض.

$$PbS + 4H_2O_2 \qquad\qquad PbSO_4 + H_2O$$

أسود   أبيض

٢- هيبوكلوريت الصوديوم NaOCl:

يعتمد عمل NaOCl على فعل أيون الهيبوكلوريت $OClI^-$ كعامل مؤكسد للمواد الملونة.

مجال استخدامه:

يستخدم لتبيض الملابس وإزالة البقع.

٣- غاز SO_2:

يعتمد عمل SO_2 على خواصه كعامل مختزل للمواد الملونة.

مجال استخدامه:

يستخدم لقصر ألوان المواد في لب الخشب عند صناعة الورق والتي تعود لتتأكسد من جديد عند تعرضها لأكسجين الهواء فتصفر الأوراق مع مرور الزمن.

ثانياً: استخلاص الفلزات من خاماتها:

يتم استخلاص الفلزات من خاماتها عن طريق اختزالها بعامل مختزل مناسب.



أمثلة:

- يتم استخلاص التيتانيوم من خامه عن طريق مفاعلته مع عامل مختزل مناسب مثل المغنيسيوم.

$$TiCl_4 + 2Mg \xrightarrow{\text{عامل مختزل}} Ti + 2MgCl_2$$

- يتم استخلاص الكروم من خامه عن طريق مفاعلته مع عامل مختزل مناسب مثل الألومنيوم.

$$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{\text{عامل مختزل}} 2Cr + Al_2O_3$$

- يعتبر استخلاص الحديد من خام الهيماتيت Fe_2O_3 في الفرن اللافح من الأمثلة على تفاعلات التأكسد والاختزال والتي تتم وفق عدد من الخطوات خلاصتها:

١- إنتاج أول أكسيد الكربون من تفاعل الفحم C مع الأوكسجين O_2:

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO + \text{حرارة}$$

٢- يتم اختزال خام الحديد Fe_2O_3 إلى الحديد.

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

صدأ الحديد:

نعلم بأن الحديد يتآكل عند تعرضه للهواء الرطب، وتسمى عملية تآكل الحديد عند تعرضه للهواء الرطب بالصدأ، ويتحول فيها الحديد إلى الأوكسيد. تحتاج عملية تكون الصدأ إلى وجود الماء والأكسجين، فالحديد لا يصدأ في الهواء الجاف أو في ماء خالٍ من الأكسجين. وتتم العملية وفق الخطوات التالية:

الخطوة الأولى:

يتأكسد الحديد عند ملامسته للماء وفق المعادلة التالية:

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}{}_{(aq)} + 2e^-$$

الخطوة الثانية:

يُختزل الأوكسجين الذائب في الماء بفعل الإلكترونات الناتجة من تأكسد الحديد، وتتحول إلى أيونات الهيدروكسيد:

$$\frac{1}{2}\ O_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow 2OH^-_{(aq)}$$

الخطوة الثالثة:

تنتقل أيونات الحديد Fe^{2+} إلى أيونات OH^- عن طريق الماء، ويتفاعلان معاً مكونين هيدروكسيد الحديد (II):

$$Fe^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow Fe(OH)_{2(s)}$$

الخطوة الرابعة:

يتأكسد هيدروكسيد الحديد (II) بسهولة إلى هيدروكسيد الحديد (III) بوجود الأوكسجين والماء:

$$4Fe(OH)_{2(s)} + O_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 4Fe(OH)_{3(s)}$$

الخطوة الخامسة:

تنتزع بعض جزيئات الماء من هيدروكسيد الحديد (III) لتتكون الصيغة $Fe_2O_3.xH_2O$ وهي الصيغة المتعارف عليها للصدأ:

كيفية حماية الحديد من الصدأ:

هنالك عدة طرق لحماية الحديد من الصدأ، أهمها:

الطريقة الأولى:

عزل الحديد عن عوامل تكوّن الصدأ، ويتم ذلك بطلاء الحديد بطبقة من الطلاء، أو دهنه بطبقة من الشحم.

الطريقة الثانية:

طــلاء الحديد بطبقة من فلز آخر أكثر ميلاً للتأكسد منه، مثل المغنيسيوم فيتأكســد بــدلاً من الحديد، وتسمى هذه العملية **بالحماية المهبطية** Cathodic Protection.

ومن الأمثلة الأخرى على الحماية المهبطية عملية تسمى **غلفنة الحديد**، حيث يغمس الحديد أو الفولاذ في مصهور الخارصين، فيتأكسد السطح الخارجي للخارصين ويكون طبقة من كربونات الخارصين القاعدية الناتج عن وجود غاز



CO_2 فـــي الجو، فتمنع هذه الطبقة من استمرار تأكسد الخارصين، فيحمي نفسه ويحمي الحديد.

موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال:

المعادلة الكيميائية الموزونة:

لكي تكون المعادلة موزونة يجب أن تحقق شرطين هما:

١- **قانون حفظ المادة:** يجب أن يكون عدد ذرات المواد المتفاعلة والناتجة متماثلاً.

٢- **قـــانون حفـــظ الشـــحنة الكهربائية:** يجب أن يكون مجموع الشحنات الكهربائـــية الظاهـــرة علـــى المواد المتفاعلة مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد الناتجة.

المعادلة الكيميائية الموزونة:

هي المعادلة التي تحقق قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنة الكهربائية.

مثال:

$$Zn + Ag^{+} \longrightarrow Zn^{+2} + Ag$$

المعادلـــة هـــي معادلة غير موزونة، لماذا ؟ لأنها لم تحقق قانون حفظ الشحنة الكهربائية.

سؤال:

يتأكسد العنصر X عند وضعه في محلول يحتوي على أيونات Ag وفق المعادلة الموزونة التالية:

$$X + 2Ag^{+} \longrightarrow X^{n+} + 2Ag$$

ما مقدار شحنة الأيون X^{n+iI}

الإجابة: +٢

موازنة معادلات التأكسد والإختزال بطريقة المحاولة والخطأ:

تـــوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة المحاولة والخطأ لتفاعلات التأكسد والإختزال البسيطة.

مثال:

زن معادلة التفاعل $Na + Cl2 \longrightarrow NaCl$ بطـــريقة المحاولـــة والخطأ ؟

الحل:

بمجـــرد الـــنظر نلاحظ أنه يلزم ضرب NaCl، Na في (٢) لتصبح المعادلة موزونة، وبالتالي:

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

سؤال:

زن معادلتي التفاعل الآتيتين بطريقة المحاولة والخطأ:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow FeO + CO_2$$

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

لا تصـــلح طـــريقة المحاولة والخطأ للتفاعلات الأكثر تعقيداً لذا توزن المعادلات بطريقة نصف التفاعل:

الجواب:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2FeO + CO_2$$

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

موازنة المعادلات بطريقة نصف التفاعل (أيون- إلكترون):

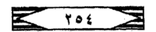
تـــوزن معادلـــة التأكسد والاختزال التي لا تحتوي على أوكسجين بالخطوات الآتية:

١ - يكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال بصورة مستقلة.

٢ - القيام بإجراء الخطوتين الآتيتين على كل نصف:

أ - توازن ذرات العناصر.

ب- توازن الشحنات بإضافة إلكترونات.



٣- يساوى عدد إلكترونات نصف تفاعل التأكسد بعدد إلكترونات نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.

٤- يجمع نصفي التفاعلين المتساويين في عدد الإلكترونات (باختصار الإلكترونات من الطرفين).

٥- التحقق من صحة الموازنة بواسطة قانوني حفظ الشحنة الكهربائية وحفظ المادة.

مثال:

وازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل:

$$Al + Ag^{+} \longrightarrow Al^{+3} + Ag$$

الحل:

نصف التفاعل التأكسد	نصف التفاعل الاختزال
$Al \longrightarrow Al^{+3}$	$Ag+ \longrightarrow Ag$
١- موازنة الذرات	١- موازنة الذرات
$Al \longrightarrow Al^{+3}$	$Ag^{+} \longrightarrow Ag$
ذرة ذرة	ذرة ذرة
٢- موازنة الشحنات	٢- موازنة الشحنات
$Al \longrightarrow Al^{+3}$	$Ag^{+} \longrightarrow Ag$
١×صفر ١×(+٣)	ذرة ذرة
صفر ٣	
لذا يجب إضافة (٣) إلكترونات إلى اليسار	لذا يجب إضافة إلكترون إلى اليمين
$Al \longrightarrow Al^{+3} + 3e^{-}$	$Ag^{+} + e^{-} \longrightarrow Ag$

وبناءً على ما سبق، نضرب نصف تفاعل الألومنيوم في (١) ونصف تفاعل الفضة في (٣) ثم نجمع النصفين:

$$Al \longrightarrow Al^{+3} + 3e^{-}$$

$$3Ag^{+} + 3e^{-} \longrightarrow 3Ag$$

$$Al + 3Ag^{+} \longrightarrow Al^{+3} + 3Ag$$

وللتحقق من صحة الموازنة:

3Ag	+	Al^{+3}	®	$3Ag^{+}$	+	Al
٣×صفر	+	١×(+٣)	®	٣×(+١)	+	١×(صفر)
		+٣	®			+٣

إذاً المعادلـــة موزونـــة لأنها حققت قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنات الكهربائية.

سؤال:

وازن معادلة التفاعل التالية بطريقة نصف التفاعل:

$$Cr^{+2} + I_2 \longrightarrow Cr^{+3} + I^{-}$$

الجواب:

$$2Cr^{+2} + I_2 \longrightarrow 2Cr^{+3} + 2I^{-}$$

خطوات موازنة التفاعلات في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل:

توزن معادلة التأكسد والاختزال التي تتم في وسط حامضي بالخطوات الآتية:

١- تقســم المعادلـــة إلـــى نصـــفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.

٢- القيام بإجراء الخطوات الآتية على كل نصف:

أ - توازن ذرات العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.

ب- تــوازن ذرات الأوكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الأوكسجين.

ج- تــوازن ذرات الهيدروجيــن إلـــى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات H.

د- تـوازن الشـحنات الكهربائية بإضافة عدد من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ.

٣- يجعـل عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.

٤- يجمع نصفي التفاعل (اختصر الإلكترونات من الطرفين، ويمكن اختصار الماء وأيونات الهيدروجين).

٥- تحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

مثال:

وازن المعادلة $Cr\ O^{-2} + Fe^{+2} \longrightarrow Cr^{+3} + Fe^{+3}$

والتي تتم في وسط حامضي:

الحل:

نصف تفاعل الاختزال	نصف تفاعل التأكسد
$Cr_2O_7^{-2} \longrightarrow Cr^{+3}$	$Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3}$

١- موازنة الذرات:

$$Cr_2O_7^{-2} \longrightarrow 2Cr^{+3}$$

٢- موازنة الأوكسيجين بإضافة الماء:

$$Cr_2O_7^{-2} \longrightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

٣- موازنة الهيدروجين بإضافة H^+:

$$Cr_2O_7^{-2} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

٤- موازنة طرفي المعادلة:

$$Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3} + e^-$$

$$Cr_2O_7^{-2} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

وبـناءً علـى ما سبق، نضرب نصف الاختزال في (١) ونصف تفاعل التأكسد في (٦).

$$Cr_2O_7^{-2} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

وبالجمع $$6Fe^{+2} \longrightarrow 6Fe^{+3} + 6e^-$$

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{+3} + 6Fe^{+3} + 7H_2O$$

التحقق من موازنة الشحنات:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{+3} + 6Fe^{+3} + 7H_2O$$

٧(صفر) + ٦(+٣) + ٢(+٣)   ٦(+٢) + ١٤(+١) + ١(−٢)

+٢٤   +٢٤

خطوات موازنة التفاعلات في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل:

وازن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي:

١- نقسم المعادلة إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.

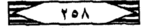
٢- نقوم بإجراء الخطوات الآتية على كل نصف:

أ- نوازن ذرات العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.

ب- نوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الأوكسجين.

ج- نوازن ذرات الهيدروجين إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات H^+.

د- نوازن الشحنات الكهربائية بإضافة عدد من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ.



٣- نجعل عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.

٤- نجمع نصفي التفاعل (اختصر الإلكترونات من الطرفين، ويمكن اختصار الماء وأيونات الهيدروجين).

٥- نتحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

- نضيف أيونات OH^- بعدد أيونات H^+ إلى طرفي المعادلة.
- نجمع أيوني OH^-، H^+ على شكل جزيئات ماء.
- نحذف جزيئات الماء الزائدة من طرفي المعادلة، وإذا كانت في نفس الاتجاه تجمع.
- نتحقق من صحة الموازنة، بموازنة الذرات والشحنات الكهربائية.

مثال:

وازن معادلـــة التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل يتم في وسط قاعدي:

$$MnO_4^- + Fe^{+2} \longrightarrow MnO_2 + Fe^{+3}$$

نزن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي:

$$MnO_4^- + 3Fe^{+2} + 4H^+ \longrightarrow MnO_2 + 3Fe^{+3} + 2H_2O$$

إضافة $4OH^-$ إلى طرفي المعادلة:

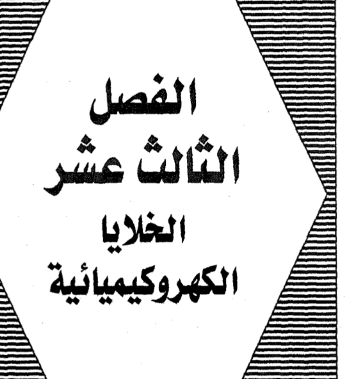
$$MnO_4^- + 3Fe^{+2} + 4H^+ + 4OH^- \longrightarrow MnO_2 + 3Fe^{+3} + 2H_2O + 4OH^-$$

جمع أيوني OH^- ، H^+ :

$$MnO_4^- + 3Fe^{+2} + 4H_2O \longrightarrow MnO_2 + 3Fe^{+3} + 2H_2O + 4OH^-$$

حذف الماء الزائد من طرفي المعادلة:

$$MnO_2 + Fe^{+3} + 4OH^- \longrightarrow MnO_4^- + 3Fe^{+2} + 2H_2O$$


الفصل
الثالث عشر
الخلايا
الكهروكيميائية

الخلايا الكهروكيميائية

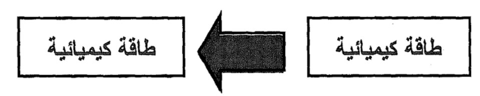
تمهيد:

تعــرف الخلايــا الكهروكيميائية على أنها الأجهزة التي يتم فيها تفاعل تأكسد واختزال يصاحبه انطلاق طاقة كهربائية أو امتصاصها.

وتقسم الخلايا الكهروكيميائية حسب تحولات الطاقة فيها إلى قسمين:

١- الخلايا الكلفانية:

وهي خلايا كهركيميائية يتم فيها تفاعل تأكسد واختزال يصاحبه انطلاق طاقة كهربائية. وتتحول فيه الطاقة من طاقة كيميائية إلى طاقة كهربائية.



٢- خلايا التحليل الكهربائي:

وهــي خلايــا كهروكيميائــية يــتم فيها تفاعل تأكسد واختزال يصاحبه امتصــاص طاقــة كهربائــية، وتتحول فيه الطاقة من طاقة كهربائية إلى طاقة كيميائية.

١ - الخلايا الكلفانية:

الخلية الكلفانية:

هــي جهــاز يــتم فــيه توليد تيار كهربائي نتيجة لحدوث تفاعل تأكسد واختزال، وتتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

أمثلة على الخلايا الكلفانية:

- الخلايا الجافة (البطاريات).



- المركم الرصاصي (بطارية السيارة).
- خلايا الوقود (الخلايا المستخدمة لتوليد الطاقة الكهربائية في المركبات الفضائية).

طرق الحصول على الخلايا الكلفانية:

الطريقة الأولى:

وضـــع العـــامل المؤكســـد والعامل المختزل في وعاء واحد، وفي هذه الطـــريقة تنتقل الإلكترونات مباشرة من العوامل المختزلة إلى العوامل المؤكسدة (دارة داخلية).

العامل المؤكسد: المادة التي تختزل وتسبب تأكسداً لمادة أخرى.

العامل المختزل: المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالاً لمادة أخرى.

مثال:

عند وضع صفيحة خارصين Zn في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ يحـــدث تفاعل تأكسد واختزال نتيجة لانتقال الإلكترونات من صفيحة الخارصين Zn (العامل المختزل) إلى أيونات النحاس Cu^{+2} (العامل المؤكسد).

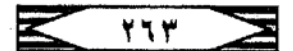
ويحدث التفاعل وفق معادلة التفاعل الكلي الآتية:

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

وفـــي هـــذا التفاعل يحدث تأكسد لذرات الخارصين Zn من الصفيحة وتتحول إلى أيونات موجبة Zn^{+2} وتدخل المحلول، وأثناء ذلك تتجه الإلكترونات الخارجـــة مـــن الخارصـــين إلـــى أيونات النحاس الموجبة Cu^{+2} الموجودة في المحلول وتحولها إلى ذرات نحاس متعادلة Cu.

نصف التفاعل/ التأكسد $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

نصف التفاعل/ الاختزال $Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$



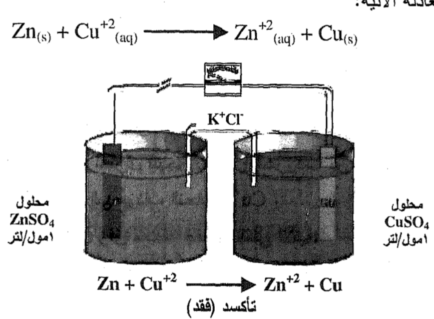
الطريقة الثانية:

وضـــع العـــامل المؤكسد والعامل المختزل في وعاءين منفصلين ودون اخـــتلاط المواد المتفاعلة، وبهذه الطريقة تنتقل الإلكترونات من العامل المختزل إلى العامل المؤكسد عبر موصل (دارة خارجية).

مثال:

عـــند وضع صفيحة نحاس Cu في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$، ووضع صـــفيحة خارصين في محلول كبريتات الخارصين ووصل الصفيحتين بسلك، ثم وصـــل المحلوليـــن بقنطرة ملحية تحتوي على محلول ملحي. وتعمل هذه الخلية وفق المعادلة الآتية:

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

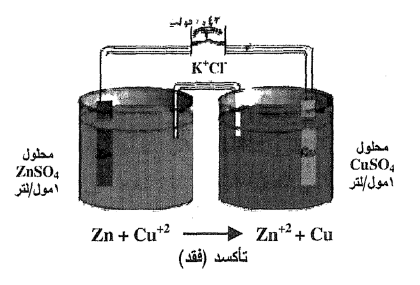


١- يحدث تأكسد لذرات الخارصين Zn من الصفيحة وتتحول إلى أيونات خارصين موجبة Zn^{+2} تدخل الى المحلول.

نصف تفاعل / التأكسد

$$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$$

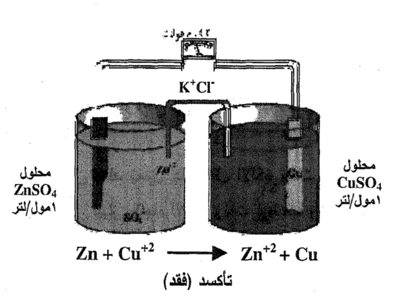
٢- تنتقل الإلكترونات من صفيحة الخارصين Zn باتجاه صفيحة النحاس Cu عبر السلك.



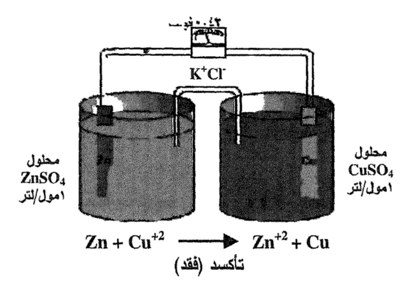
٣- تمرر صفيحة النحاس Cu الإلكترونات القادمة من صفيحة الخارصين Zn إلى أيونات النحاس الموجبة Cu^{+2} الموجودة في المحلول فتتعرض بذلك للاختزال.

نصف التفاعل / الاختزال

$$Cu^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$$



طرق الحصول على الخلايا الغلفانية



$$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$

تأكسد (فقد)

أجزاء الخلية الكلفانية:

١- قطبا الخلية:

أ. المصعد (-):

وهــو القطب الذي تحدث عنده عملية التأكسد، ويكتسب شحنة سالبة نتيجة تجمع إلكترونات سالبة الشحنة عليه.

ب. المهبط (+):

وهــو القطـــب الذي تحدث عنده عملية الاختزال، ويكتسب شحنة موجبة نتيجة سريان الإلكترونات نحوه في الدارة الخارجية.

٢- دارة خارجية:

وتــتكون مــن سلك يعمل على نقل الإلكترونات من المصعد إلى المهبط، ويمكن وصله بفولتميتر لبيان اتجاه الإلكترونات المتنقلة ومقدار فرق الجهد.

٣- قنطرة ملحية:

وهي أنبوب على شكل حرف (U) وتحتوي على محلول مشبع من مادة متأينة مثل ملح كبريتات الصوديوم، وتعمل على إغلاق الدارة الكهربائية، وعند إزالــتها يــتوقف سريان التيار، ويمكن استخدام ورقة ترشيح مبلله بمحلول مادة متأينة كبديل عن الأنبوب.

أهمية القنطرة الملحية:

أ- إغلاق الدارة الكهربائية في الخلية الغلفانية.

ب- منع التماس المباشر بين المواد المتفاعلة.

حتى لا تنتقل الإلكترونات من العامل المختزل للعامل المؤكسد مباشرة فتتكون دارة داخلية كما في الخلايا الكلفانية التي تحدث في وعاء واحد.

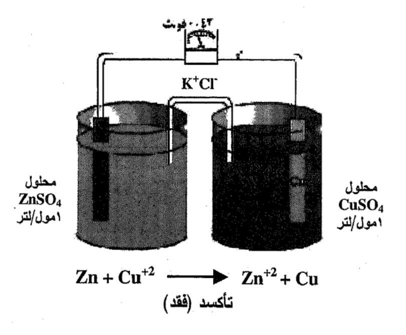
ج- مستودع للأيونات الموجبة والسالبة اللازمة لوصول المحلولين في نصفي الخلية إلى حالة التوازن.

آلية عمل الخلايا الكلفانية:

لتوضـــيح آلـــية عمـــل الخلايا الكلفانية نتتبع الخطوات الآتية في خلية (خارصين – نحاس) والتي تعمل وفق المعادلة الآتية:

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

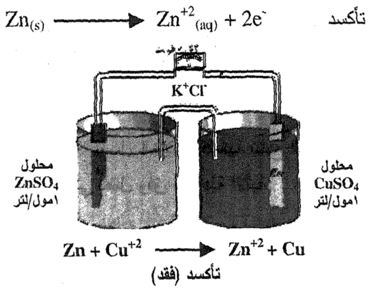
١- عند إغلاق الدارة ينحرف مؤشر الفولتميتر، مما يدل على مرور تيار كهربائي. ويشير اتجاه المؤشر إلى أن الإلكترونات تسري من صفيحة (قطب) الخارصين باتجاه صفيحة (قطب) النحاس عبر الدارة الخارجية.



يسمى قطب الخارصين الذي تحدث عنده عملية التأكسد المصعد، ويحمل إشـــارة سالبة. ويسمى قطب النحاس الذي تحدث عنده عملية الاختزال المهبط، ويحمل إشارة موجبة.

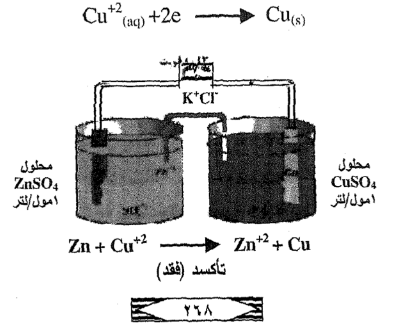
٢- تتأكسد بعض ذرات صفيحة الخارصين لتتحول إلى أيون Zn^{+2} وتنتشر في محلول نصف خلية الخارصين وتقل كتلة صفيحة الخارصين.

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$$ تأكسد



٣- تنـــتقل الإلكترونات الناتجة من تأكسد الخارصين عبر السلك إلى صفيحة النحاس، وتختزل أيونات Cu^{+2} عليها وتتحول إلى ذرات نحاس متعادلة وتزداد كتلة صفيحة النحاس.

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e \longrightarrow Cu_{(s)}$$



٤- يؤدي استمرار التفاعل إلى نقص تركيز أيونات Cu^{+2} في نصف خلية النحاس وزيادة نسبية في أيونات $SO_4^{\ 2}$ وكذلك زيادة تركيز أيونات Zn^{+2} في نصف خلية الخارصين، ونقصان نسبي لأيونات $SO_4^{\ 2}$ فيحدث اختلال في التوازن الكهربائي في كل من نصفي الخلية.

٥- يستعاد التوازن الكهربائي عندما تتحرك أيونات Cl^- في القنطرة الملحية باتجاه نصف خلية الخارصين لكي تعادل أيونات Zn^{+2} الزائدة، وكذلك تتحرك أيونات SO_4^{-2} الزائدة في نصف خلية النحاس باتجاه القنطرة الملحية، كما تنتشر بعض أيونات Zn^{+2} الزائدة باتجاه القنطرة الملحية وتخرج بعض أيونات K^{+1} من القنطرة الملحية لتتعادل مع أيونات SO_4^{-2} الزائدة في نصف خلية النحاس.

مثال (١):

تمثل المعادلة الآتية التفاعل الذي يحدث في إحدى الخلايا الكلفانية:

$$Ni^{+2}_{(aq)} + Cd_{(s)} \longrightarrow Ni_{(s)} + Cd^{+2}_{(aq)}$$

١- أي القطبين يمثل المهبط، وما شحنته.

٢- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.

٣- وضح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

٤- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل وعبر القنطرة الملحية.

٥- أي القطبين سوف تقل كتلته.

٦- أي القطبين سوف تزداد كتلته.

٧- ماذا سيحدث لتركيز أيونات النيكل في نصف خلية النيكل.

٨- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الكادميوم في نصف خلية الكادميوم.

الحل:

$$Ni^{+2}_{(aq)} + Cd_{(s)} \longrightarrow Ni_{(s)} + Cd^{+2}_{(aq)}$$

١- قطب النيكل (+).

٢- نصف التفاعل / التأكسد $Cd_{(s)} \longrightarrow Cd^{+2}{}_{(aq)} + e^-$

نصف التفاعل / الاختزال $Ni^{+2}{}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$

٣- من قطب الكاديوم (Cd) إلى قطب النيكل (Ni).

٤- من نصف خلية النيكل إلى نصف خلية الكاديوم عبر القنطرة الملحية.

٥- قطب الكاديوم.

٦- قطب الكاديوم.

٧- تقل.

٨- تزداد.

مثال (٢):

الشكل أدناه يمثل خلية (خارصين – فضة). تأمل الشكل ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

١- أي القطبين يمثل المصعد، وما شحنته؟.

٢- أي القطبين يمثل المهبط، وما شحنته؟.

٣- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.

٤- اكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل الكلي.

٥- أي القطبين سوف تقل كتلته؟.

٦- أي القطبين سوف تزداد كتلته؟.

٧- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الفضة في نصف خلية الفضة؟.

٨- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الخارصين في نصف خلية الخارصين؟.

٩- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل وعبر القنطرة الملحية؟.

١٠- وضح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

الحل:

١- الخارصين (Zn)، وشحنته سالبة.

٢- الفضة (Ag)، وشحنته موجبة.

٣- نصف التفاعل / التأكسد $2e^- + Zn^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn_{(s)}$

نصف التفاعل / الاختزال $2Ag_{(s)} \longrightarrow 2e^- + 2Ag^{+1}_{(aq)}$

٤- $2Ag_{(s)} + Zn^{+2}_{(aq)} \longrightarrow 2Ag^{+1}_{(aq)} + Zn_{(s)}$

٥- قطب الخارصين.

٦- قطب الفضة.

٧- تقل.

٨- تزداد.

٩- من نصف خلية الفضة إلى نصف خلية الخارصين.

١٠- من قطب الخارصين إلى قطب الفضة.

جهد الخلية الكلفانية:

تنتج الخلايا الكلفانية تياراً كهربائياً نتيجة لانتقال الإلكترونات من المصعد إلى المهبط عبر الدارة الخارجية، ويحتاج انتقال الإلكترونات إلى قوة تدفعها في سلك التوصيل تعرف بالقوة الدافعة الكهربائية (وتسمى هذه القوة فرق جهد الخلية) ويستخدم لقياسها جهاز الفولتميتر وتقاس بوحدة الفولت.

فرق جهد الخلية:

القوة الدافعة الكهربائية التي يسجلها الفولتميتر بين قطبي خلية كلفانية. ولكل خلية كلفانية فرق جهد يعتمد على نوع أقطابها.

العوامل التي تعتمد عليها قيمة فرق جهد الخلية الكلفانية:

١- تراكيز الأيونات.

٢- درجة الحرارة.

٣- ضغوط الغازات المشتركة في التفاعل (إن وجدت).

وللمقارنة بين فرق جهد الخلايا الكلفانية المختلفة اتفق العلماء على اختيار ظروف موحدة تعرف بالظروف المعيارية:

تركيز ١ مول / لتر للأيونات	درجة حرارة ٢٥° س.	ضغط جوي واحد للغازات.

ويسمى فرق جهد الخلية المقاس في الظروف المعيارية جهد الخلية المعياري ويرمز له بالرمز E°.

ويعتبر جهد الخلية المعياري مقياساً لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، ويمثل قابلية تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث، وكلما زاد جهد الخلية المعياري زاد ميل نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث.

سؤال:

جهد الخلية المعياري لخلية (خارصين – نحاس) ١,١ فولت، ولخلية (خارصين – فضة) ١,٥٦ فولت فإذا كان الخارصين هو المصعد في الخليتين، فأيهما أكثر ميلاً للاختزال: أيونات Cu^{+2} أم Ag^{+1}.

الجواب:

أيونات الفضة Ag^{+}.

جهد القطب المعياري:

لا يمكن قياس جهد نصف تفاعل ما بمفرده إلا إذا اقترن بنصف تفاعل آخر له جهد معلوم. لماذا ؟

لأن نصف تفاعل التأكسد لا يحدث إلا بوجود نصف تفاعل الاختزال.

وقد تم اتخاذ قطب الهيدروجين المعياري أساساً لقياس جهود أنصاف التفاعلات الأخرى، وتم اعتبار جهد نصف التفاعل التأكسد والاختزال له يساوي صفراً في الظروف المعيارية.

جهد اختزال الهيدروجين:

$$H^{+2}_{(aq)} + e^{-2} \rightarrow H_{2(g)} \quad \dot{E} =$$ صفر فولت

جهد تأكسد الهيدروجين:

$$\dot{E}\ H_{2(g)} \rightarrow H^{+}_{(aq)}{}^{2} + e^{-2} =$$ صفر فولت

يـــتكون قطب الهيدروجين المعياري من قطب من البلاتين مغموس في محلـــول حامضي يكون فيه تركيز أيون الهيدروجين H^{+1} (١مول/لتر)، ويمر فوقـــه بصـــورة مســـتمرة تيار من الهيدروجين تحت ضغط جوي واحد وعند درجة حرارة ٢٥° س.

فعند اقتران قطب الهيدروجين المعياري مع نصف تفاعل آخر في خلية كلفانـــية، يمكـــن أن تسير الإلكترونات في أي من الاتجاهين تبعاً لميل نصف التفاعل الأخر للاختزال، ويعرف هذا الميل بجهد الاختزال.

ولـــتحديد جهد الاختزال المعياري لنصف تفاعل ما يوضع في ظروف معـــيارية ويـــربط بقطب الهيدروجين المعياري، وبتحديد المصعد والمهبط وقـــراءة جهـــد الخلـــية المعـــياري يحسب جهد الاختزال للقطب المجهول من العلاقة التالية:

جهد الخلية المعياري ($\dot{E}$) = جهد الاختزال للمهبط – جهد الاختزال للمصعد

مثال (١):

تـــم وصـــل نصف خلية من الخارصين مكونة من صفيحة خارصين في محلـــول كبريتات الخارصين بتركيز (١ مول/لتر) ودرجة حرارة (٢٥° س) مع قطـــب الهيدروجيـــن المعـــياري، فتبين أن الإلكترونات تسري من نصف خلية الخارصـــين إلى نصف خلية الهيدروجين، وأن قراءة الفولتميتر تساوي (٠,٧٦ فولت).

لاحظ كيف نحسب جهد اختزال الخارصين.

مصعد $Zn \rightarrow Zn^{+2} + e^{-}2$

مهبط $H^{+2} + e^{-2} \rightarrow H_2$

تشير قراءة الفولتميتر إلى أن جهد الخلية المعياري = ٠,٧٦ فولت.

جهد الخلية المعياري ($\mathring{E}$) = جهد الاختزال للمهبط – جهد الاختزال للمصعد.

جهد الخلية المعياري ($\mathring{E}$) = جهد اختزال الهيدروجين – جهد اختزال الخارصين.

٠,٧٦ = صفر – $\mathring{E}$ للخارصين

جهد اختزال الخارصين = -٠,٧٦ فولت

$Zn^{+2} + e^{-2} \longrightarrow Zn$ $\quad \mathring{E}$ = – ٠,٧٦ فولت

تعني الإشارة السالبة لجهد اختزال الخارصين أن الخارصين أكثر ميلاً للتأكسد من الهيدروجين. أو أن الهيدروجين أكثر ميلا للاختزال من الخارصين.

ولكتابة نصف تفاعل التأكسد للخارصين نعكس المعادلة السابقة مع عكس إشارة الجهد.

$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + e^{-2}$ $\quad \mathring{E}$ =+ ٠,٧٦ فولت

مثال (٢):

تـم وصل نصف خلية من النحاس مكونة من صفيحة نحاس في محلول كبريـتات النحاس بتركيز (١ مول / لتر) ودرجة حرارة (٢٥ ° س) مع قطب الهيدروجيـن المعـياري، فتبيـن أن الالكـترونات تسـري من نصف خلية الهيدروجيـن الـى نصف خلية النحاس، وأن قراءة الفولتميتر تساوي (٠،٣٤ فولت).

لاحظ كيف نحسب جهد اختزال النحاس.

$Cu^{+2} + e^{-2} \rightarrow Cu$ مهبط

$H_2 \rightarrow H^{+2} + e^{-2}$ مصعد

تشير قراءة الفولتميتر تشير إلى أن جهد الخلية المعياري = ٠,٣٤ فولت.

جهد الخلية المعياري ($\dot{E}$) = جهد الاختزال للمهبط – جهد الاختزال للمصعد.

جهد الخلية المعياري ($\dot{E}$) = جهد اختزال النحاس – جهد اختزال الهيدروجين

٠,٣٤ = E° للنحاس – صفر

جهد اختزال النحاس = +٠,٣٤ فولت.

$Cu \rightarrow e^{-2} + Cu^{+2}$ $\dot{E}$ = +٠,٣٤ فولت

تعني الإشارة الموجبة لجهد اختزال النحاس أن النحاس أكثر ميلاً للاختزال من الهيدروجين. أو أن الهيدروجين أكثر ميلا للتأكسد من النحاس.

ولكتابة نصف تفاعل التأكسد للنحاس نعكس المعادلة السابقة مع عكس إشارة الجهد.

$e^{-2} + Cu^{+2} \rightarrow Cu$ $\dot{E}$ = -٠,٣٤ فولت

يلاحظ من خلال المثالين السابقين أنه:

- كلما زاد جهد الاختزال زاد الميل للاختزال.
- كلما زاد جهد التأكسد زاد الميل للتأكسد.

سؤال (١):

تم ربط قطب الهيدروجين المعياري بقطب رصاص مغموس في محلول $PbSO_4$ (١ مول / لتر) ويتصل المحلولان بقنطرة ملحية، وقد تبين عملياً أن جهد الخلية المعياري ٠,١٣ فولت وأن الإلكترونات تتحرك من قطب الرصاص إلى قطب الهيدروجين المعياري.

١ – اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.

٢ – أي القطبين المصعد وما شحنته.

٣ – أي القطبين المهبط وما شحنته.

٤ – ماذا يحدث لتركيز أيونات Pb^{+2} في المحلول.

٥ – وضح اتجاه حركة الإلكترونات السالبة في الدارة الخارجية.

٦ – وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية.

٧ – احسب جهد اختزال الرصاص.

٨ – اكتب نصفي تفاعل الاختزال والتأكسد للرصاص، مبيناً قيمة جهد تأكسده واختزاله.

الجواب:

١ – نصف التفاعل/ التأكسد $Pb_{(s)} \longrightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + 2e^-$

نصف التفاعل/ الاختزال $H^{+2}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$

٢ – الرصاص وشحنته سالبة.

٣ – الهيدروجين وشحنته موجبة.

٤ – تزداد.

٥ – من قطب الرصاص إلى قطب الهيدروجين.

٦ – من نصف خلية الهيدروجين إلى نصف خلية الرصاص.

٧ – جهد الخلية المعياري = جهد اختزال المهبط – جهد اختزال المصعد

= جهد اختزال الهيدروجين – جهد اختزال الرصاص

٠,١٣ = صفر – جهد اختزال الرصاص

٨ – جهد اختزال الرصاص = – ٠,١٣ فولت.

$Pb_{(s)} \longrightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + e^{-2}$ $\dot{E}$ = ـــ ٠,١٣ فولت

$e^{-2} + Pb^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Pb_{(s)}$ $\dot{E}$ = +٠,١٣ فولت

سؤال (٢):

وضح اتجاه حركة الإلكترونات وبين المصعد والمهبط وشحنة كلٍ منهما وذلك عند ربط قطب الهيدروجين المعياري بكلٍ من:

١- الكادميوم.

٢- الفضة.

إذا علمت أن أنصاف تفاعل الاختزال، وجهدي الاختزال لهما هو:

$Cd \rightarrow e^{-2} + Cd^{+2}$ $\dot{E}$ = - ٠,٤٠ فولت

$Ag \rightarrow e- + Ag^{+}$ $\dot{E}$ = + ٠,٨٠ فولت

الجواب:

١- الكاديوم (المصعد) وإشارته سالبة.

الهيدروجين (المهبط) وإشارته موجبة.

تتجه الإلكترونات من الكاديوم للهيدروجين.

٢- الفضة (المهبط) وإشارته موجبة.

الهيدروجين (المصعد) وإشارته سالبة.

تتجه الإلكترونات من الهيدروجين للفضة.

السلسلة الكهروكيميائية

للمقارنة بين أنصاف التفاعلات المختلفة من حيث ميلها للتأكسد والاختزال، تم الاتفاق على أن تكتب أنصاف التفاعلات جميعها على الصورة الاختزالية وترتيبها في جدول خاص، يسمى السلسلة الكهروكيميائية.

السلسلة الكهروكيميائية:

ترتيب للمواد وفق نشاطها الكيميائي، أي قدرتها على كسب الإلكترونات وفقدها بالاعتماد على جهود الاختزال المعيارية.

ومن السلسلة يلاحظ أنة كلما زاد جهد الاختزال رياضياً زاد الميل للاختزال.

E° (فولت)	نصف التفاعل
١,٦٦ −	$Al^{+3}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Al_{(s)}$
٠,٧٦ −	$Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$
٠,٧٤ −	$Cr^{+3}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Cr_{(s)}$
٠,٤٤ −	$Fe^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$
٠,٤٠ −	$Cd^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cd_{(s)}$
٠,٢٥ −	$Ni^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$
٠,١٣ −	$Pb^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)}$
صفر	$2H^{+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H2_{(g)}$
٠,٣٤ +	$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$
٠,٨٠ +	$Ag^{+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$
١,٠٦ +	$Br_{2(l)} + 2e^- \rightarrow 2Br^-_{(aq)}$
١,٣٦ +	$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(aq)}$
٢,٨٧ +	$F_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2F^-_{(aq)}$

زيادة قوة العامل المختزل (↑)

زيادة قوة العامل المؤكسد (↓)

ويستخدم جدول جهود الاختزال المعيارية (السلسلة الكهروكيميائي):

- لحساب جهد الخلية المعياري.
- لمقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.
- للتنبؤ بحدوث التفاعلات.

حساب جهد الحلية الكلفانية:

حساب جهد الخلية E°:

لحساب جهد الخلية المعياري نتبع الخطوات الآتية:

- نقوم باستخراج أنصاف التفاعلات وقيم E° لها والخاصة بالتفاعل الخلوي من الجدول.
- نقلب نصف التفاعل المعبر عن التأكسد مع عكس إشارة E° المرافقة له.
- نساوي عدد الإلكترونات في نصفي تفاعل التأكسد والاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر دون المساس بقيمة E°، إذ أن جهود الاختزال من الخواص النوعية للمادة، وهذه الخواص لا تعتمد على كمية المادة.
- نجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال، واجمع في الوقت نفسه الجهود المرافقة لها.

أو يمكننا استخدام العلاقة الرياضية التالية:

جهد الخلية المعياري (E°) = جهد الاختزال للمهبط – جهد الاختزال للمصعد

مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة:

نعلم بأن المادة التي تتأكسد تعتبر عاملاً مختزلاً، والمادة التي تختزل تعتبر **عاملاً مؤكسداً.**

فإذا كان لدينا أنصاف تفاعلات على الصورة الإختزالية، تكون المواد الموجودة على يسار أنصاف التفاعلات عوامل مؤكسدة لأنها تميل للإختزال،

وتكون المواد الموجودة على يمين أنصاف التفاعلات عوامل مختزلة لأنها تميل للتأكسد.

لننظر إلى نصف التفاعل الآتي:

$$Cu^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$$

عامل مؤكسد   عامل مختزل

ولمقارنة المواد حسب قوتها كعوامل مؤكسدة أو مختزلة، ننظر إلى جهود إختزالها، فكلما زاد جهد الاختزال زاد الميل للإختزال، وزادت قوة المادة كعامل مؤكسد، وكلما قل جهد الاختزال زاد الميل للتأكسد وزادت قوة المادة كعامل مختزل.

ويعتبر الفلور (F_2) أكثر ميلاً للاختزال فهو أقوى العوامل المؤكسدة مقارنة بالأيونات (Cu^{+2} ،H^{+} ،Zn^{+2} ،Li^{+}) وبالمثل فإن الليثيوم (Li) أكثرها ميلاً للتأكسد فهو أقوى العوامل المختزلة مقارنة بكل من (F^{-}، Cu_2، H، Zn) وهذا يعني أن:

قوة العوامل المؤكسدة	$F_2 > Cu^{+2} > H^{+} > Zn^{+2} > Li^{+1}$
قوة العوامل المختزلة	$Li > Zn > H_2 > Cu > F^{-}$

التنبؤ بالتفاعلات:

يمكن التنبؤ بإمكانية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال عن طريق حساب جهد التفاعل E° فإذا كانت قيمة E° الناتجة من الحسابات ذات قيمة موجبة دل ذلك على إمكانية حدوث التفاعل تلقائياً، أما إذا كانت قيمة E° سالبة فالتفاعل لا يحدث تلقائياً، ويمكن حدوثه إذا أعطي طاقة تزيد عن قيمة E° المحسوبة.

ولتحقيق ذلك نتبع الخطوات الآتية :

١- نحدد عمليتي التأكسد والاختزال في التفاعل الكلي.



٢- نرتب أنصاف التفاعلات بحيث تتفق مع التفاعل الكلي.

٣- نساوي عدد الالكترونات في النصفين بالضرب التبادلي إن لزم الأمر. دون المساس بقيمة جهد الاختزال.

٤- نجمع النصفين مع جمع جهديهما.

٥- إذا كان مجموع الجهدين موجباً فالتفاعل يحدث بشكل تلقائي، وإذا كان سالباً لا يحدث بشكل تلقائي، ولكي يحدث يجب تزويده بفرق جهد يزيد عن القيمة المحسوبة.

مثال(١):

وضح مدى إمكانية حدوث التفاعل الآتي في الظروف المعيارية:

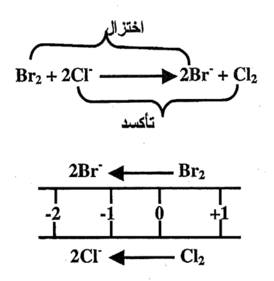
$$Br_2 + 2Cl^- \longrightarrow 2Br^- + Cl_2$$

علماً بأن:

$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^- \quad \dot{E} = 1.36^+ \text{ فولت}$$

$$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^- \quad \dot{E} = 1.06^+ \text{ فولت}$$

من التفاعل الكلي يلاحظ أن البروم قد تعرض للاختزال، وأن أيونات الكلور قد تعرضت للتأكسد.





وعليه يجب عكس نصف تفاعل الكلور وجمع المعادلتين الناتجتين:

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^- \quad \mathring{E} = 1.36^- \text{ فولت}$$

$$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^- \quad \mathring{E} = 1.06^+ \text{ فولت}$$

$$Br_2 + 2Cl^- \longrightarrow 2Br^- + Cl_2 \quad \mathring{E} = 0.30^- \text{ فولت}$$

وبما أن ($\mathring{E}$) للتفاعل له قيمة سالبة فهذا يعني أن التفاعل لا يحدث تلقائياً، أي لا يمكن تحضير Cl_2 بأكسدة أيونات (Cl^-) بوساطة البروم (Br_2).

مثال (٢):

هل يمكن تحضير (I_2) بأكسدة أيونات (I^-) بوساطة Cl_2 كعامل مؤكسد؟ ما قيمة ($\mathring{E}$) المتوقعة لهذا التفاعل (إن حدث) إذا علمت أن:

$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^- \quad \mathring{E} = 1.36^+ \text{ فولت}$$

$$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^- \quad \mathring{E} = 0.54^- \text{ فولت}$$

الحل:

نكتب التفاعل الخلوي:

$$2I^- + Cl_2 \longrightarrow I_2 + 2Cl^-$$

بعكس نصف تفاعل (اليود) وجمع التفاعلين:

$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^- \quad \mathring{E} = 1.36^+ \text{ فولت}$$

$$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^- \quad \mathring{E} = 0.54^- \text{ فولت}$$

$$2I^- + Cl_2 \longrightarrow I_2 + 2Cl^- \quad \mathring{E} = 0.82^+ \text{ فولت}$$

وبما أن ($\mathring{E}$) للتفاعل له قيمة موجبة فهذا يعني أن التفاعل يحدث بصورة تلقائية.

مثال (٣):

هل يستطيع الحديد (Fe) اختزال أيون الحديد (Fe^{+3}) إلى (Fe^{+2}) وفق



المعادلة الآتية:

$$Fe + 2Fe^{+3} \longrightarrow 3Fe^{+2}$$

إذا علمت أن:

$Fe^{+3} + 2e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$ $\mathring{E} = 0.77^{+}$ فولت

$Fe^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Fe$ $\mathring{E} = 0.44^{-}$ فولت

الحل:

نعكس نصف التفاعل الثاني ونعكس إشارته:

$Fe^{+3} + e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$ $\mathring{E} = 0.77^{+}$ فولت

$Fe \longrightarrow Fe^{+2} + 2e^{-}$ $\mathring{E} = 0.44^{+}$ فولت

وبضرب نصف التفاعل الثاني في (٢) وجمعهما ينتج:

$Fe^{+3} + e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$ $\mathring{E} = 0.77^{+}$ فولت / $2 \times$

$Fe \longrightarrow Fe^{+2} + 2e^{-}$ $\mathring{E} = 0.44^{+}$ فولت

$Fe + 2Fe^{+3} \longrightarrow 3Fe^{+2}$ $\mathring{E} = 1.21$ فولت

وبما أن ($\mathring{E}$) للتفاعل له قيمة موجبة، فإن التفاعل قابل للحدوث في الظروف المعيارية.

تطبيقات عملية للخلايا الكلفانية:

إن عمل الخلايا الكلفانية بأنواعها يعتمد على فكرة تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وتختلف فيما بينها في نوع التفاعلات الكيميائية التي تولد الطاقة الكهربائية، ومن الأمثلة عليها:

١- الخلايا الجافة:

وهي البطارية التي تستخدم على نطاق واسع في مصابيح اليد والآت التسجيل وغيرها، تتكون الخلية الجافة من مهبط يتألف من قضيب غرافيت

(كربون) تحيط به عجينة من مسحوق الغرافيت وأكسيد المنغنيز (IV) MnO_2 وكلوريد الأمونيوم، أما المصعد فيتألف من صفيحة مكشوفة من الخارصين.

والتفاعلات التي تحدث على الأقطاب هي على النحو التالي:

المصعد (—): يحدث تأكسد للخارصين

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^-$$

المهبط (+): يحدث اختزال لأيون الأمونيوم

$$NH_4^+{}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2NH_{3(g)} + H_{2(g)}$$

يتأكسد H_2 الناتج بوساطة MnO_2 إلى ماء، أما الأمونيا الناتجة فتذوب في ماء العجينة.

٢- البطارية العادية:

يتكون قطبيها من الخارصين والكربون.

استخداماتها:

- مصابيح اليد.
- آلات التسجيل.
- ألعاب الأطفال.
- بعض الأجهزة البسيطة.

٣- بطارية الزئبق:

وهي نوع من الخلايا الجافة التي تتميز بصغر حجمها، وتستخدم في ساعات اليد والآلات الحاسبة وغيرها.

وتتكون بطارية الزئبق من مصعد من الخارصين (Zn)، ومهبط من أوكسيد الزئبق (HgO).

تحدث التفاعلات في الوسط القاعدي على النحو التالي:

المصعد (—): يحدث تأكسد للخارصين:

$$Zn_{(s)} + 2OH^-{}_{(aq)} \longrightarrow ZnO_{(S)} + H_2O_{(1)} + 2e^-$$

المهبط (+): يحدث اختزال لأكسيد الزئبق:

$$HgO_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow Hg_{(l)} + 2OH^-_{(aq)}$$

أما التفاعل الكلي فهو:

$$Zn_{(s)} + HgO_{(s)} \longrightarrow ZnO_{(S)} + Hg_{(l)}$$

ونلاحظ أن الزئبق يتكون في التفاعل الكلي، وهو من المواد السامة والضارة بالبيئة.

المهبط (+): أوكسيد الزئبق HgO

المصعد (−): خارصين Zn

استخداماتها:

لصغر حجمها تستخدم في:

- ساعات اليد.
- الآلات الحاسبة.
- مقومات السمع.

مساوئ بطارية الزئبق:

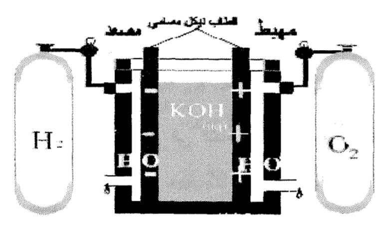
بسبب احتوائها على الزئبق الذي يسبب مشاكل بيئية خطيرة إذ أن الزئبق ومركباته من المواد السامة، والإجراء المناسب هو إعادة استخلاص الزئبق من البطارية التالفة.

٤ – خلايا الوقود:

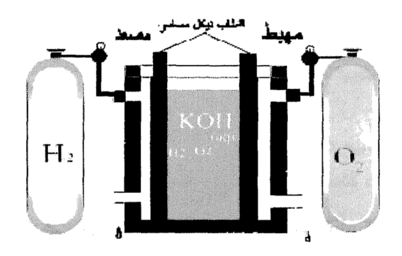
المهبط: هو قطب من الغرافيت المسامي يحتوي على نيكل، يحدث عليه اختزال للأوكسجين.

المصعد: هو قطب من الغرافيت المسامي يحتوي على نيكل، يحدث عليه تأكسد للهيدروجين.

ويتصل القطبان بمحلول مركز وساخن من هيدروكسيد البوتاسيوم.



خلية وقود من الأكسجين والهيدروجين



خلية وقود من الأكسجين والهيدروجين

التفاعلات التي تحدث على الأقطاب:

المصعد $2H_2 + 4OH^- \rightarrow 4H_2O + 4e^-$

يُدفع غاز الأكسجين إلى المهبط

المهبط $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

التفاعل الخلوي $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

إيجابيات خلايا الوقود:

١- ارتفاع إنتاج الطاقة مقارنة مع الحرق المباشر للوقود.

٢- تستخدم كمصدر للطاقة في السفن الفضائية.

٣- يمكن الاستفادة من الماء الناتج بعد تكثيفه في تزويد رواد الفضاء بالماء الصالح للشرب.

ولهذه الأسباب يتوقع أن تلعب خلايا الوقود دوراً هاماً في مستقبل بدائل الطاقة.

سلبيات خلايا الوقود:

١- ارتفاع كلفتها.

٢- كبر حجمها.

بطارية الخزن (نيكاد):

تتكون هذه البطارية من قطب الكادميوم (Cd) الذي يشكل المصعد في هذه البطارية، بينما يشكل NiO2 يمثل المهبط فيها.

التفاعلات التي تحدث على الأقطاب فهي على النحو التالي:

المصعد (ــ): يحدث تأكسد للكادميوم في الوسط القاعدي ويتحول إلى الهيدروكسيد.

$$Cd_{(s)} + 2OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow Cd(OH)_{2(S)} + 2e^{-}$$

المهبط (+): يحدث اختزال لأكسيد النيكل.

$$NiO_{2(5)} + 2H_2O_{(1)} + 2e^{-} \longrightarrow Ni(OH)_{2(s)} + 2OH^{-}_{(aq)}$$

أما التفاعل الكلي فهو:

$$Cd_{(s)} + NiO_{2(s)} + 2H_2O_{(1)} \longrightarrow Cd(OH)_{2(S)} + Ni(OH)_{2(s)}$$

وتمتاز هذه البطارية بأنها تخدم لفترة زمنية طويلة ويمكن إعادة شحنها عدة مرات، وتستخدم في الحاسبات، ووحدات التصوير الضوئية.

المركم الرصاصي:

وهي من البطاريات التي يمكن إعادة شحنها فهي إحدى الأمثلة على خلايا التخزين، وتستخدم في السيارات.

تحتوي هذه البطارية عادة على ست خلايا تعطي قوة دافعة كهربائية مقدارها ١٢ فولت تقريباً.

يتألف المركم الرصاصي من قطب الرصاص الإسفنجي (المصعد)، وقطب من أكسيد الرصاص (IV) (المهبط) وترتب الأقطاب بشكل متناوب، وتغمس في محلول حمض الكبريتيك المخفف.

والتفاعلات التي تحدث على الأقطاب هي:

$$Pb_{(s)} + SO^{2-}_{(aq)} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^-$$

المصعد (ــ): يحدث تأكسد للرصاص.

المهبط (+): تنتقل الإلكترونات من المصعد إلى قطب أكسيد الرصاص (IV) ويحدث له اختزال:

$$PbO_{2(s)} + 4H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(1)}$$

أما التفاعل الكلي فهو:

$$Pb_{(S)} + PbO_{2(S)} + 4H^+_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(1)}$$

ويمكن إعادة شحن المركم الرصاصي عند تزويده بمصدر للتيار فينعكس التفاعل الكلي.

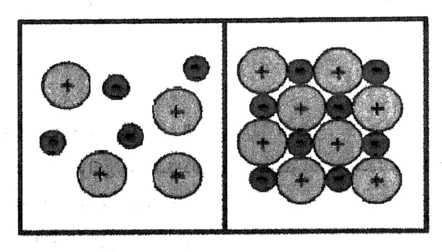
التحليل الكهربائي:

هو استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير قابل للحدوث تلقائياً وتحدث في خلايا تسمى خلايا التحليل الكهربائي.

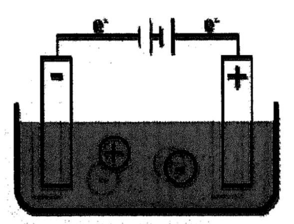
التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية ومصاهيرها:

إن المركبات الأيونية الصلبة لا توصل التيار الكهربائي لأنها تتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة مقيدة الحركة بسبب قوة التجاذب بينها.

وعند إذابتها في الماء أو صهرها بالحرارة، فإن الأيونات تصبح حرة الحركة في جميع الاتجاهات.



وعند تمرير التيار الكهربائي من بطارية أو مصدر تيار مستمر (D.C) خلال مصهور أو محلول مادة أيونية، فإن الأيونات تتحرك باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة، وعليه فإن حركة الأيونات الموجبة والسالبة في اتجاهين متعاكسين هي المسؤولة عن نقل التيار.



أجزاء خلية التحليل الكهربائي:

١- قطبا الخلية:

المصعد (+): وهو قطب مصنوع من الغرافيت أو البلاتين ويتصل بالقطب الموجب من البطارية، وتتحرك نحوه الأيونات السالبة في المحلول أو المصهور،

ويحدث لها تأكسد عند هذا القطب.

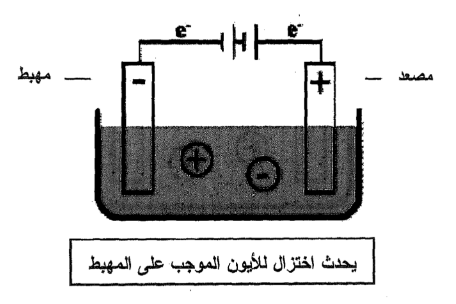
المهبط (ـــ): وهو قطب خامل من الغرافيت أو البلاتين ويتصل بالقطب السالب من البطارية، وتتحرك نحوه الأيونات الموجبة في المحلول أو المصهور، ويحدث لها اختزال عند هذا القطب.

ملاحظة:

الأقطاب المصنوعة من الغرافيت أو البلاتين، لا تشارك في عملية التحليل الكهربائي، ولكن عند استخدام أقطاب مصنوعة من مادة غير البلاتين أو الغرافيت فإن الأقطاب في عملية التحليل.

١- محلول أو مصهور مادة أيونية.

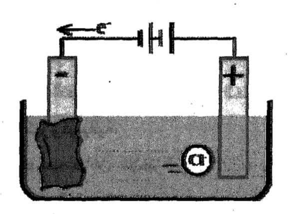
٢- مصدر تيار مستمر (C.D) أو بطارية: وتقوم بدفع الإلكترونات في الدارة الخارجية، وتحريك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة مما يسبب حدوث تفاعلي تأكسد واختزال، لكي يستمر التوصيل الكهربائي والمحافظة على تعادل المحلول كهربائياً في جميع أجزائه.



يحدث اختزال للأيون الموجب على المهبط

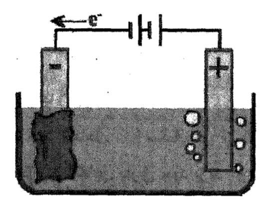
٣- يتجه أيون الصوديوم إلى المهبط ويحدث له اختزال بفعل الإلكترونات القادمة من البطارية ويتجمع على المهبط.

نصف التفاعل/ الاختزال $Na^{+}_{(aq)} + e^{-} \longrightarrow Na_{(s)}$

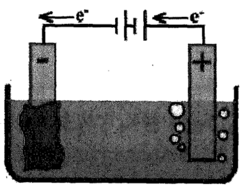


٤- يحدث تأكسد للأيون السالب على المصعد حيث يتجه أيون الكلوريد إلى المصعد ويحدث له تأكسد، وتتحد كل ذرتين منها لتكون جزيئاً من جزيئات الكلور، وتتصاعد على المصعد.

نصف التفاعل/ التأكسد $2Cl^{-}_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$



٥- تخرج الإلكترونات من المصعد وتعود إلى البطارية مرة ثانية وتكمل دورتها.



فالتفاعلات التي تحدث على كل قطب تكون كالآتي:

$Na^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$ نصف التفاعل/ الاختزال

$2Cl^-_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$ نصف التفاعل/ التأكسد

ولمعرفة كل من التفاعل الخلوي، وجهد الخلية، نستخرج قيم جهود الاختزال من السلسلة الكهروكيميائية.

وعند ضرب نصف تفاعل الإختزال في (٢)، وجمع نصفي التفاعل نحصل على معادلة التفاعل الخلوي:

$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na_{(s)}$ $\dot{E}$ = -2.71 فولت

$2Cl^- \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$ $\dot{E}$ = -1.36 فولت

$2NaCl_{(l)} \longrightarrow 2Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$ $\dot{E}$ = -4.07 فولت

وتكون نواتج التحليل الكهربائي:

١- تصاعد غاز الكلور على المصعد.

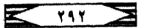
٢- تكون الصوديوم على المهبط.

٣- نلاحظ أن إشارة جهد التفاعل ($\dot{E}$) سالبة، أي أن التفاعل غير تلقائي، ولا يمكن حدوثه إلا بتزويد التفاعل بفرق جهد يزيد عن ٤,٠٧ فولت.

إن التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية لا يختلف من حيث المبدأ مع التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الأيونية، ولكنها أكثر تعقيداً من المصاهير لوجود جزيئات الماء التي تزيد من احتمال تأكسدها عند المصعد، واختزالها عند المهبط.

معادلة تأكسد الماء:

$2H_2O \longrightarrow O_{2(g)} + 4H^+ + 4e^-$ $\dot{E}$ = -1.23 فولت



نواتج تأكسد الماء:

١- تصاعد غاز الأوكسجين.

٢- تكون وسط حامضي.

معادلة اختزال الماء:

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^- \quad \dot{E} = -0.83$$ فولت

نواتج اختزال الماء:

١- تصاعد غاز الهيدروجين.

٢- تكون وسط قاعدي.

ويتم تحليل محلول أي مادة أيونية وفق الخطوات التالية:

١- يعمل الماء على تفكيك المركب الأيوني إلى أيونات موجبة أيونات سالبة.

٢- تقوم البطارية بدفع الإلكترونات إلى المحلول عن طريق القطب السالب.

٣- تتحرك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة.

٤- يحدث اختزال للأيون الموجب أو للماء على المهبط.

٥- يحدث تأكسد للأيون السالب أو للماء على المصعد.

٦- تخرج الإلكترونات من المصعد ثم تعود إلى البطارية مرة ثانية لتكمل دورتها.

في عملية التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية، هنالك احتمال تأكسد الأيـــون السالب أو جزيئات الماء على المصعد، واحتمال اختزال الأيون الموجب أو جزيئات الماء على المهبط.

نظرياً:

- يحدث على المصعد تفاعل التأكسد الذي يمتلك جهد تأكسد أكبر.
- يحدث على المهبط تفاعل الإختزال الذي يمتلك جهد اختزال أكبر.
- قد تخالف التجربة العملية في بعض الأحيان ما هو متوقع رياضياً.

مثال (١):

وجد بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم NaCl باستخدام أقطاب من الغرافيت:

تصاعد غاز الكلور عند المصعد، تصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط.

١- اكتب التفاعلات التي تحدث على كل قطب.

٢- احسب جهد التفاعل ($\mathring{E}$).

٣- ما نواتج التحليل الكهربائي.

جهد اختزال الماء -٠,٨٣ فولت، جهد اختزال الصوديوم -٢,٧١ فولت. جهد تأكسد الماء -١,٢٣ فولت، جهد تأكسد الكلور -١,٣٦ فولت.

الحل:

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{H2O} Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

يتجه والماء للقطب السالب (المهبط) — يتجه والماء للقطب الموجب (المصعد)

وهناك احتمال لحدوث أي من تفاعلي التأكسد التاليين على قطب المصعد:

$$2Cl^{-}_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-} \qquad \mathring{E} = -1.36$$ فولت

$$2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4H^{+} + 4e^{-} \qquad \mathring{E} = -1.23$$ فولت

ويلاحظ من خلال جهدي تأكسد الماء والكلور بأن جهد تأكسد الماء أعلى من جهد تأكسد أيون الكلوريد، ففي هذه الحالة يتوقع أن يكون ميل الماء للتأكسد أكبر من ميل أيون الكلوريد.

وينص السؤال على تصاعد غاز الكلور عند المصعد، وهذا يعني أن أكسدة أيون الكلوريد Cl^{-} أسهل من أكسدة جزيئات الماء H_2O (على الرغم

من مخالفة ذلك لقيم E°).

وهناك احتمال لحدوث أي من تفاعلي الاختزال التاليين على المهبط:

$$2Cl^-_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^- \quad E^\circ = -٢,٧١ \text{ فولت}$$

$$2H_2O_{(l)} + 4e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \quad E^\circ = -٠,٨٣ \text{ فولت}$$

ويلاحـــظ مـــن خـــلال جهدي اختزال الماء وأيون الصوديوم أن جهد اخـــتزال الماء أعلى من جهد اختزال أيون الصوديوم، لذلك يتوقع أن يكون ميل الماء للاختزال أكبر من ميل أيون الصوديوم.

وبما أن السؤال ينص على تصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، فإن المـــاء أســـهل اخـــتزالاً مـــن أيـــون الصوديوم Na^+ (وهذا يتفق مع جهود الاختزال).

لذلك يكون نصفي تفاعل التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم كالآتي:

المصعد $2Cl^-_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^- \quad E^\circ = -١,٣٦$ **فولت**

المهبط $2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \quad E^\circ = -٠,٨٣$ **فولت**

$2H_2O_{(l)} + Cl_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} + Cl_{2(g)} \quad E^\circ = -٢,١٩$ **فولت**

نواتج التحليل:

١- يتصاعد غاز الكلور Cl_2 عند قطب المصعد نتيجة لتأكسد أيون الكلوريد.

٢- يتصاعد غاز الهيدروجين H_2 عند المهبط نتيجة لاختزال الماء.

٣- يتكون محلول قاعدي من هيدروكسيد الصوديوم لوجود أيونات OH^- وأيونات Na^+ في المحلول لم يطرأ عليها تغيير.

مثال (٢):

عـــند إجـــراء تحلـــيل كهربائي لمحلول مائي من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 باستخدام أقطاب خاملة يلاحظ:

أ- تصاعد غاز O_2 عند المصعد.

ب-تصاعد غاز H_2 عند المهبط.

اكتب المعادلات التي تحدث على كل قطب واكتب التفاعل الخلوي.

الحل:

$$Na_2SO_4 \xrightarrow{H2O} 2Na^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

يتجه والماء إلى المهبط (Na^+) — يتجه والماء إلى المصعد (SO_4^{2-})

بما أن غاز الأوكسجين يتصاعد عند المصعد، فهذا يعني أن تأكسد جزيئات الماء أسهل من تأكسد أيون الكبريتات:

المصعد $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

ويتصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، وهذا يعني أن اختزال جزيئات الماء أسهل من اختزال أيون الصوديوم:

المهبط $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$

بضرب نصف تفاعل الاختزال في (٢) وجمع نصفي التفاعل نحصل على التفاعل الكلي:

المصعد $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

المهبط $4H_2O + 4e^- \longrightarrow 2H_2 + 4OH$

التفاعل الخلوي $6H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2 + \underbrace{4OH^- + 4H_+}_{4H_2O}$

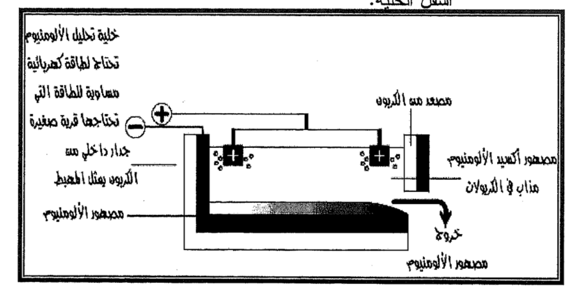
ويصبح التفاعل الكلي لتحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائياً بعد اختصار الماء الزائد:

$$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$$

١- الحصول على بعض العناصر والمركبات المفيدة كتحضير الكلور Cl2 وهيدروكسيد الصوديوم NaOH والهيدروجين من محلول كلوريد الصوديوم.

٢- الحصول على الألومنيوم Al من التحليل الكهربائي لمصهور الألومنيا Al2O.

- يتم الحصول على الألومنيوم من خام البوكسيت (أوكسيد الألومنيوم المائي) H2O.Al2O3 النقي.
- لتخفيض درجة انصهار أوكسيد الألومنيوم يخلط بمادة الكريولايت Na3AF6.
- تتكون خلية التحليل من وعاء من الحديد مبطن من الداخل بطبقة من الغرافيت كمهبط، أما المصعد فيتكون من عدة قضبان من الغرافيت متصلة مع بعضها ومغمورة في المصهور.
- يتكون الألومنيوم في هذه الخلية عند المهبط حيث تختزل أيونات Al^{+3}، ويسحب مصهور الألومنيوم الناتج من مخرج خاص في أسفل الخلية.



- تحضير الصوديوم Na والمغنيسيوم Mg من التحليل الكهربائي لمصاهير كلوريداتها NaCl، $MgCl_2$.

٣-تنقية النحاس من الشوائب.

٤-الطلاء الكهربائي مثل:

- طلاء الحديد بالكروم لوقايته من الصدأ.
- الطلاء بالفضة والذهب لأغراض الزينة.



الفصل الرابع عشر
البنية الإلكترونية للذرة

البنية الإلكترونية للذرة

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة:

لدراسة أي موضوع علمي لا بد من إلمام الدارس ببعض المسلمات والمفاهيم والحقائق المرتبطة بالموضوع والتي بدونها لا يمكن فهمه، ولكي يتمكن الدارس من فهم النموذج الميكانيكي الموجي للذرة لابد من فهم الحقائق الأساسية اللازمة لهذا الموضوع في البداية.

المسلمات والحقائق الأساسية:

١- ضرب أو قسمة كمية ما على الواحد الصحيح لا يغير من قيمتها. تذكر أن الواحد الصحيح يمكن أن يستخدم في أشكال لا حصر لها مثلا:

١، $\frac{٧}{٧}$ ، $\frac{\text{١م}}{\text{١٠٠}}$ ، $\frac{٦,٠٢٣ \times ١٠^{٢٣} \text{ ذرة}}{\text{١ مول}}$ .....الخ.

٢- عند ضرب الأعداد الأسية تجمع الأسس وعند قسمتها تطرح الأسس.

أمثلة:

أ- $١٠^{٣} \times ١٠^{٥} = ١٠^{٨}$

ب- $١٠^{-٢} \times ١٠^{-٤} = ١٠^{-٦}$

ج- $١٠^{-٣} \times ١٠^{٥} = ١٠^{٢}$

د- $١٠^{-٧} \times ١٠^{٤} = ١٠^{-٣}$

هـ- $١٠^{-٩} \times ١٠^{٩} = ١٠^{\text{صفر}} = ١$

و- $\frac{١٠^{٥}}{١٠^{٣}} = ١٠^{٥-٣} = ١٠^{٢}$

ح- $\frac{١٠^{٥}}{١٠^{٣}} = ١٠^{-١٥-(-١٢)} = ١٠^{-٣}$

ز- $\frac{10^{-4}}{10^{2}} = 10^{-4-2} = 10^{-6}$

٣- **الوحدات الدولية الأساسية للقياس هي:**

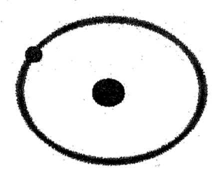
- كيلو غرام (كغم): للكتلة.
- المتر (م) للمسافة.
- الثانية (ث) للزمن.
- الأمبير لشدة التيار.
- المول لكمية المادة.
- درجة الحرارة المطلقة كلفن لدرجة الحرارة.

أما وحدات القياس الأخرى فجميعها مشتقة من هذه الوحدات الأساسية.

٤- مصطلح دقيقة وجمعها دقائق وتعني جسيم لا متناهي في الصغر مثل الذرة، والإلكترون، والبروتون.. . إلخ.

٥- تتكون ذرة أي عنصر من قسمين رئيسيين هما:

- **النواة:** صغيرة الحجم وموجبة الشحنة وثقيلة نسبيا وتحوي النواة نوعان من الدقائق هي البروتونات وهي موجبة الشحنة والنيترونات وهي متعادلة الشحنة أي لا تحمل شحنة.
- **المحيط الخارجي:** ويتكون من مجموعة مستويات وهو كبير الحجم وسالب الشحنة وخفيف، وتسكن الإلكترونات في هذه المستويات وهي سالبة الشحنة.



٦- هناك شكل واحد لكل من البروتونات والنيترونات والإلكترونات التي تتكون منها الأنواع المختلفة من المواد الموجودة على الأرض.

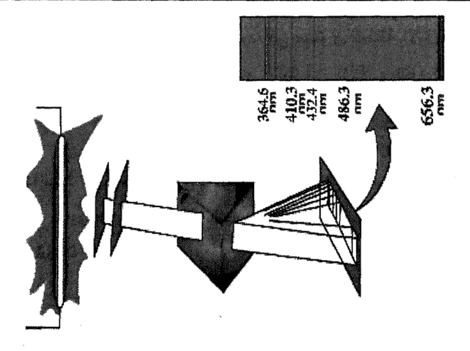
٧- لا يمكن رؤية الذرة أو أي من مكوناتها بالعين المجردة أو حتى بالمجهر.

الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر:

لاحظ العلماء أنه عندما يمر شعاع من الضوء الأبيض العادي من خلال شق صغير ويسقط على منشور ثلاثي، فإنه يخرج منه على شكل طيف متصل بلا انقطاع رغم اختلاف ألوانه السبعة، وسمي الطيف الناتج باسم الطيف الكهرومغناطيسي، وهو طيف مرئي تتراوح أطوال موجات الضوء فيه ما بين ٣,٨ – ٧,٥ × $١٠^{-٧}$م، وهذه الأطوال الموجية هي التي يمكن للعين البشرية رؤيتها، فإذا زادت أو نقصت عن هذه القيم أصبحت خارج مجال الرؤية.

ونظراً لهذا المقدار اللامتناهي في الصغر في أطوال الموجات، فقد وجد العلماء أن من الأنسب قياسها بوحدة صغيرة هي وحدة النانوميتر وهي وحدة تساوي جزء من بليون من المتر أي بالأرقام ١ نانوميتر = $١٠^{-٩}$م أو أن ١م = $١٠^{٩}$نانوميتر، وعلى ذلك فإن أطوال موجات الضوء المرئي تتراوح بين ٣٨٠ -٧٥٠ نانوميتر.

وقد أجرى العلماء ذات التجربة على الضوء الصادر من غاز الهيدروجين الموجود في أنبوب تفريغ كهربائي، فظهر طيف ضوئي أيضاً ولكنه كان طيفاً متقطعاً يظهر فيه مسافة بين لون وآخر، وعند استبدال غاز الهيدروجين بغاز آخر ظهر طيف متقطع ولكن بألوان أخرى، وهكذا ظهر أن العناصر المختلفة يمكن تمييزها بأطيافها، ولقد اكتشف عنصر الهليوم بواسطة هذا التحليل الطيفي حيث عثر عليه في ضوء الشمس قبل أن يكتشف على الأرض.



الطيف الذري:

وقد أثارت هذه الظاهرة اهتمام العلماء وعكفوا على دراستها واعتقدوا أن سبب الاختلاف في أطياف العناصر(الأطياف الذرية) الواحد منها عن الآخر يعود إلى تركيب ذراتها وتوزيع إلكتروناتها حول النواة، وقد كانت هذه هي البداية التي أدت إلى ظهور نظرية الكم التي أحدثت الثورة العلمية، والإلكترونية في نهاية القرن العشرين.

فبدأ العلماء بدراسة الطيف الذري لغاز الهيدروجين لأن ذرته هي الأخف والأبسط من بين ذرات كل العناصر المعروفة، ولذلك فمن المتوقع أن يكون لها أبسط بنية وأبسط طيف.

تهييج الذرات:

من المعلوم بأن طاقة وضع الإلكترون تتحدد ببعد المستوى الذي يحتله عن النواة، وتكون الذرة مستقرة إذا كانت إلكتروناتها موزعة بالترتيب على المدارات ذات المستوى الأقل.

فمثلاً ذرة الهيدروجين المكونة من بروتون واحد وإلكترون واحد، يكون

الإلكترون في حالة الاستقرار فيها موجوداً في مستوى الطاقة الأول، ولكن إذا امتصت هذه الذرة طاقة فإن طاقة وضع الإلكترون تزداد وينتقل إلى مستوى أعلى قد يكون الثاني أو الثالث أو الرابع... إلخ.

وتسمى الذرة في هذه الحالة باسم الذرة المتهيجة، وقد تتهيج الذرات إجبارياً إذا سقط عليها ضوء، أو إذا تأثرت بطاقة كهربائية أو غيرها من أشكال الطاقة، كما قد يهيجها العلماء أثناء التجارب لأغراض الدراسات والأبحاث التي تقود للاكتشافات والاختراعات، ومن الأمثلة المعروفة في هذا المجال ظاهرة الفسفرة التي تنتج عن عنصر الفوسفور عندما يتعرض لضوء عادي.

حركة الألكترونات بين مستويات الطاقة

الطيف الكهرومغناطيسي:

يتألف هذا الطيف من مجموعة من مناطق تختلف في أطوال موجاتها وبعضها يقع ضمن مجال رؤية العين البشرية ويعرف باسم الطيف المرئي والقسم الأكبر يقع خارج مجال الرؤية ويعرف بالطيف غير المرئي.

ألوان الطيف الشمسي

البنفسجي القصير
موجة مرئية

الأحمر الطويل
موجة مرئية

الضوء المرئي

الأطوال الموجية مقاسة بالنانومتر

وفي كل الأحوال فإن:

سرعة الضوء = طول الموجة المعنية × التردد

$$3 \times 10^{8}\ \text{م/ث} = \frac{\text{ل} \times \text{عدد الموجات}}{\text{ث}}$$

حيث (ل) تعني طول الموجة بالأمتار، أما التردد فهو عدد الموجات في

الثانية الواحدة ويقاس بوحدة هيرتز.

مثال:

إذا كان تردد موجة كهرومغناطيسية 10^{14} هيرتز فما طول هذه الموجة؟

الحل:

سرعة الضوء (سرعة الموجات الكهرومغناطيسية).

$\frac{م}{ث}$ = طول الموجة في التردد.

$= ل \times \frac{10^{14}}{ث}$

$3 \times ل = 10^{8} \frac{م}{ث} \times \frac{ث}{10^{14}}$

$= 3 \times 10^{8-14}$ م

$= 3 \times 10^{-6}$ م طول الموجة

وتقاس الموجات القصيرة جدا بوحدة نانومتر وهي وحدة تساوي 10^{-9} م

أو بطريقة أخرى ١ م = 10^{-9} نانومتر.

وعلى ذلك فإن طول الموجة في السؤال السابق يكون:

$\frac{10^{-6} م}{ث} \times \frac{10^{-9} نانوميتر}{1 م}$

10^{-6+9} = نانوميتر

$= 10^{3}$ نانومتر

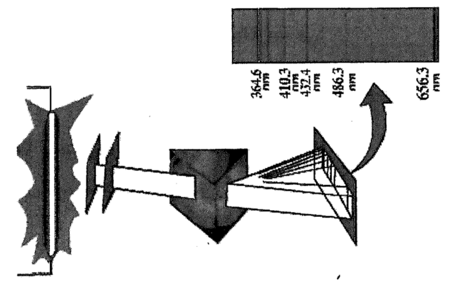
الطيف الذري:

هـو ذلك الطيف المرئي الذي يصدر عند عودة إلكترونات ذرات عنصر متهـيجة فـي الحالة الغازية من مستويات طاقة عالية إلى مستويات طاقة أدنى منها.

لقد كان الطيف الذري هو المفتاح الذي أمكن بواسطته حل لغز التركيب

الإلكتروني للذرة وبعبارة أخرى توزع إلكترونات الذرة على مستويات الطاقة. فمن دراسة خطوط الطيف الذري للعنصر أمكن تحديد بنيته.

وقد بدأ العلماء بدراسة الطيف الذري لعنصر الهيدروجين لأنها الذرة الأخف والأبسط تركيباً ومن المؤكد أن يكون طيفها أبسط الأطياف وكذلك بنيتها، وتابع العلماء دراستهم للأطياف الذرية لمختلف العناصر بعد ذلك.



تفسير الطيف الذري:

عندما تتعرض ذرات العنصر وهو في الحالة الغازية إلى طاقة تؤدي إلى تهيجها، فإن الكتروناتها الخفيفة والسريعة تتأثر بهذه الطاقة وتنتقل إلى مستويات ذات طاقة أعلى، إن وضع الذرة المتهيجة هو وضع غير مستقر، لذلك تحاول الذرية أن تعود لوضعها الطبيعي أي أن الإلكترون (أو الإلكترونات) تعود إلى مستوياتها الأقل طاقة وبذلك تفقد مقادير مختلفة من الطاقة تظهر على شكل موجات ضوئية. وتمثل المناطق المعتمة في الطيف الخطي للعنصر أطوال موجات لم يصدرها العنصر.

لقد أثار الطيف الذري المتقطع للهيدروجين (والعناصر الأخرى التي درست أطيافها) تساؤلا متوقعا هو: لماذا يكون الطيف متقطعا ؟ وقد جاء الجواب

من العالم بلانك الذي قال بأن الضوء هو ذو طبيعة موجية ومادية في وقت واحد، فالضوء ينبعث على شكل وحدات مادية تسمى الواحدة منها فوتون. ولكل فوتون كمية محددة من الطاقة تتناسب مع تردده.

وقد ضع بلانك معادلة الطاقة للفوتون على الشكل التالي:

الطاقة = ثابت بلانك × التردد

وقد اكتشف بلانك الثابت تجريبيا وقيمته بالتقريب هي:

٦,٦٣×١٠ $^{-٣٤}$ جول. ث. ، أما التردد فوحدته هيرتز (موجة / ثانية).

مثال:

إذا علمت أن تردد الضوء الأحمر يساوي ٤,٦ × ١٠ ^{١٤} هيرتز، فاحسب طاقة فوتون الضوء الأحمر.

الحل:

تحسب الطاقة حسب معادلة بلانك:

الطاقة = ثابت بلانك × التردد

= ٦,٦٣ × ١٠ $^{-٣٤}$ جول. ث × ٤,٦ × ١٠ $^{-١٤}$ ث

= ٣٠,٤٩٨ × ١٠ $^{-٣٤+١٤}$ جول

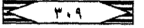
= ٣٠,٤٩٨ × ١٠ $^{-٢٠}$ جول

= ٣٠,٥ × ١٠ $^{-٢٠}$ جول

= $\frac{\text{٣٠,٥ × ١٠}^{-٢٠}\text{ × ١٠ جول}}{\text{١٠}}$

(بالضرب في $\frac{\text{١٠}}{\text{١٠}}$) = $\frac{\text{٣٠,٥}}{\text{١٠}}$ × ١٠ $^{-٢٠+١}$


الفصل
الخامس عشر
الحالة الغازية



الحالة الغازية

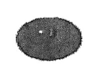
نظرية الحركة الجزيئية:

مـــن المعلوم أن المادة هي كل شيء يحيط بنا، وأنها في حالة تغير دائم وأن الظواهـــر الطبيعـــية كلها تحدث على المادة وتؤثر وتتأثر بها، وقد عكف العلمـــاء منذ الأزل على دراسة وتفسير سلوك المادة وحالاتها وتغيراتها، وبناءً علـــى مـــا تراكم لديهم عبر هذه الأزمان الطويلة وضعوا نظرية، مقبولة حتى الآن، هـــي نظـــرية الحركة الجزيئية التي تدرس وتفسر كل ما يحدث في هذا الكون الواسع من ظواهر مهما كانت وتتضمن هذه النظرية ما يأتي:

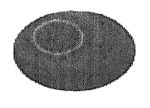
أ- تتكون أي مادة من دقائق صغيرة لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة، وتختلف أنواع الدقائق باختلاف أنواع المواد، فبعض المواد تكون دقائقها عبارة عن ذرات مثل غاز الهليوم، وبعضها عبارة عن جزيئات مثل الماء، وأخرى عبارة عن أيونات مثل ملح الطعام، وقد أطلق العلماء على الدقائق الصغيرة التي تتكون منها المواد اسم الجزيئات.

ب- دقائق المادة (أي جزيئاتها) في حركة مستمرة ولا تتوقف أبداً، ويزداد معدل الطاقة الحركية بازدياد درجة الحرارة.

ج- تتناسب سرعة حركة الدقائق (أي الجزيئات) عكسياً مع ثقلها، فالجزيئات الأثقل تتحرك بشكل أبطأ من الجزيئات الخفيفة.



ذرة صغيرة



ذرة كبيرة

مقارنة بين حالات المادة الثلاث حسب نظرية الحركة الجزيئية للمادة

وجه المقارنة	الحالة الصلبة	الحالة السائلة	الحالة الغازية
المسافات بين الجزيئات	صغيرة إلى حدٍ كبير	صغيرة، أكبر قليلاً مما هي في الحالة الصلبة	كبير جداً، أكبر بكثير ن حجم الجزيئات نفسها
الشكل	ثابت	متغير حسب شكل الوعاء الذي توضع فيه	لا شكل لها، فهي تتوزع عشوائياً في الأوعية التي تحويها
الحجم	ثابت	ثابت	متغير فيمكن نقل الغاز من وعاء كبير إلى وعاء صغير بسهولة
الشفافية	قد تكون شفافة أو نصف شفافة أو معتمة	كالمواد الصلبة	كلها شفافة بالرغم من أن الكثير منها له لون.
الحركة	تتحرك الجزيئات حول نقطة ثباتها حركة محدودة جداً	تتحرك الجزيئات حركة إنزلاقية على بعضها البعض	تتحرك حركة عشوائية وفي جميع الاتجاهات.
قوى التجاذب بين الجزيئات	كبيرة جداً وهذا يفسر ثبات شكلها وحجمها	كبيرة وهذا يفسر ثبات حجمها أما تغير شكلها فمرده إلى انزلاق الجزيئات على بعضها دون انفلاتها	قوى التجاذب صغيرة جداً ونعتبرها في حالة الغاز المثالي معدومة وهذا يفسر عدم وجود شكل وحجم ثابت لها
قابلة امتزاج المواد الواحدة بالأخرى	يصعب امتزاجها إذا كانت على شكل حبيبات كبيرة، وتحتاج إلى قوة لمزجها عندما تكون حبيباتها صغيرة	بعض أنواعها يمتزج بجميع النسب، وبعضها الآخر بنسبة محددة، وبعضها لا يمتزج	تمتزج الغازات كلها ببعضها بجميع النسب، فهي لا تعرف حدوداً كالمواد الصلبة والسائلة

نظرية الحركة الجزيئية وحالات المادة:

١) يمكن للمادة وهي في الحالة الصلبة أن تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه إذا كانت على شكل مسحوق ناعم الحبيبات.

٢) تجمع الغازات والسوائل معاً تحت اسم الموائع وذلك لأنه:

- لا يوجد شكل ثابت للسوائل والغازات.
- تتمتع الجزيئات في كلا النوعين بحرية الحركة وإن كانت الغازات تتمتع بحرية حركة شبه مطلقة مقارنة مع حرية حركة السوائل الإنزلاقية المحدودة.

٣) تجمع المواد الصلبة والسائلة معاً تحت اسم الحالة المكثفة وذلك بسبب:

- ثبات الحجم للمواد الصلبة والسائلة.
- تأثير الضغط العالي ضعيف على المواد الصلبة والسائلة ولكنها عموماً غير قابلة للانضغاط.

القياسات المتعلقة بالغازات:

لوصف حالة الغاز الموجود في وعاء ما يلزمنا أربع كميات:

كتلة الغاز (عدد مولاته).

أ- حجمه.

ب-ضغطه.

ج-درجة حرارته.

قوانين الغازات:

عند دراسة العلماء لخواص وسلوك الغازات تجريبياً توصلوا إلى مجموعة من القوانين التي تحكمها، وسنوضحها تباعاً في ما يلي:

١- القانون الأول:

مـــاذا يحدث لضغط كمية محددة من الغاز عندما يتغير حجمها مع بقاء درجة الحرارة ثابتة؟

لقــد درس العلمـــاء غازات كثيرة لإيجاد علاقة ما بين حجم الغاز وضـــغطه تحت نفس درجة الحرارة، وكان العالم الإنكليزي بويل أحد من قاموا بذلك وتوصل إلى وضع القانون المعروف باسمه "**يتناسب حجم كمية مــن الغــاز المحصور تناسباً عكسياً مع ضغطه عند بقاء درجة الحرارة ثابتة**".

ويعبر عن قانون بويل رياضياً بعدة أشكال منها:

حجم الغاز المحصور × ضغطه = مقداراً ثابتاً

$$\frac{\text{حجم الغاز في الحالة الأولى}}{\text{حجم الغاز في الحالة الثانية}} = \frac{\text{ضغط الغاز في الحالة الثانية}}{\text{ضغط الغاز في الحالة الأولى}}$$

فإذا اتفقنا على وضع الرمز ح للدلالة على الحجم والرمز ض للدلالة على الضغط أمكننا أن نكتب:

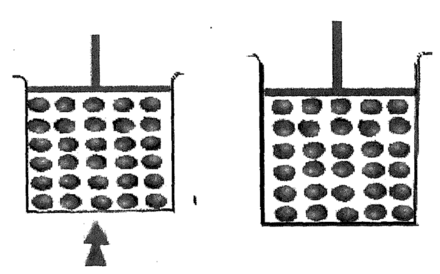
$$\frac{ح_١}{ح_٢} = \frac{ض_٢}{ض_١}$$

$$\frac{ح_١}{ض_١} = \frac{ح_٢}{ض_٢}$$

أو $ح_١ض_١ = ح_٢ض_٢$ الخ.

٢- القانون الثاني:

ما العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته تحت ضغط ثابت ؟



تجربة- القانون الثاني:

العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته تحت ضغط ثابت.

متطلبات مسبقة: أنظمة قياس درجة الحرارة المستخدمة دولياً:

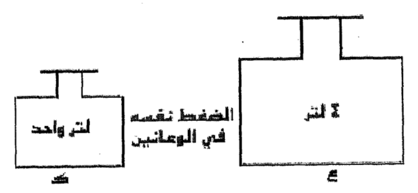
أ- درجة تجمد الماء في النظام المئوي أو نظام سلسيوس صفر°.

ب-درجة غليان الماء في نفس النظام السابق ١٠٠°.

ج-درجة تجمد الماء في النظام المطلق والذي نسميه أيضا نظام كلفن ٢٧٣,١٥°.

د- ما درجة غليان الماء في نظام كلفن ٣٧٣°.

هـ-هي الوعاءين نفس كمية الغاز (أي نفس عدد المولات)، أما الكمية الأخرى (غير الحجم) التي يختلف فيها الغاز في الوعاء ع عنه في الوعاء ك في درجة الحرارة حيث تكون مختلفة في الوعاءين.



١-يزيد حجم الغاز كلما ازدادت درجة الحرارة.

٢-إذا انخفضت درجة الحرارة يقل حجم الغاز.

لقد وضع العالم الفرنسي شارل (نتيجة لدراسة طويلة) قانوناً يربط بين الحجم ودرجة حرارته المطلقة للغاز "**يتناسب حجم كمية من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة**".

يعبر عن قانون شارل رياضياً بالعلاقة الرياضية التالية:

$$\frac{\text{الحجم}}{\text{درجة الحرارة المطلقة}} = \text{مقدار ثابت}$$

٣- القانون الثالث:

درس العالم غاي لوساك العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة بثبوت الحجم وتوصل إلى وضع قانون عرف فيما بعد بقانون غاي – لوساك وينص على: "**يتناسب ضغط كمية من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت الحجم** ".

$$\frac{\text{ضغط الغاز}}{\text{درجة الحرارة المطلقة}} = \text{مقدار ثابت}$$

١- عينة من الهواء الجوي محصورة في وعاء تحت درجة حرارة ١٢٧ْس، إذا برد الوعاء إلى درجة٢٧ ْس، فكم يصبح ضغط الهواء داخله علماً بأن ضغط الهواء داخل الوعاء قبل التبريد كان ٨ جوي؟

القانون الثالث:

ما العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة مع بقاء حجمه ثابتاً؟ يمكنك أن تسأل نفسك الأسئلة التالية أو غيرها لتستنتج العلاقة.

١- ماذا يحدث لدرجة الحرارة إذا انخفض الضغط؟

تنخفض.

٢- ماذا يحدث للضغط إذا ارتفعت درجة الحرارة؟

يرتفع ضغط الغاز بارتفاع درجة الحرارة.

٣- ابحث عن علاقة ثابتة بين الضغط ودرجة الحرارة؟

إذا درست الأعمدة بعناية تجد فيها جميعاً أن:

$$\frac{\text{الضغط (ض)}}{\text{درجة الحرارة (ط)}} = \frac{١}{٥٠} \quad \text{أو} \quad \frac{\text{ض}}{\text{ط}} = \frac{٥٠}{١}$$

٤- درجة الحرارة في العمود (٥) = ١٠٠ $^{\circ}$K.

٥- الضغط في العمود (٦) = ٨ جوي.

طبعاً الأرقام تحصل عليها من العلاقة الثابتة $\frac{\text{ض}}{\text{ط}} = \frac{١}{٥٠}$ في الحالات المدروسة والمعطاة في الجدول.

تحليل المسألة الحسابية.

كم درجة الحرارة الأصلية في الوعاء؟

- (١٢٧ $^{\circ}$س).

كم ضغط الهواء في الحالة الأولى وقبل التبريد؟

- (٨ جوي).

ماذا عملنا على الوعاء؟

- (تم تبريده إلى الدرجة ٢٧ $^{\circ}$س).

ماذا يحدث للضغط إذا انخفضت درجة الحرارة ؟

ينخفض الضغط حسب قانون غاي لوساك.

تطبيق العلاقة الطردية بين الضغط ودرجة الحرارة يتم إذا كانت درجة الحرارة مطلقة.

كـــم درجـــة الحـــرارة المطلقة في الحالة الأولى: ١٢٧ + ٢٧٣ = ٤٠٠ $\dot{K}$

الثانية: ٢٧ + ٢٧٣ = ٣٠٠ $\dot{K}$

ضغط الهواء داخل الوعاء بعد التبريد ؟

$$\frac{٨}{٤٠} = \frac{ض_٢}{٣٠٠}$$

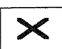
الضغط الجديد = $\frac{٨ \times ٣٠٠}{٤٠٠}$ = ٦جوي.

قوانين الغازات:

القانون الرابع وهو يأخذ شكلين نستعرضهما تباعاً

١) القانون الجامع للغازات:

لنشتق هذا القانون اعتماداً على قانونين سابقين:



٢) قانون بويل:

١- وبالكلام يتناسب. ....الغاز المحصور تناسباً. ....مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة.

٢- قانون شارل ح ط وبالكلام يتناسب حجم الغاز تناسباً طردياً مع. .... المطلقة عند ثبوت الضغط.

٣- ومن الناحية العملية فان حجم الغاز يتغير بتغير الضغط ودرجة الحرارة معاً، فإذا جمعنا القانونين السابقين معاً حصلنا على:

ح , $\frac{ض}{ط}$: يمكن أن نكتب: ح = $\frac{ض}{ط}$ ثابت

فإذا وضعنا الثابت موضوع القانون حصلنا على: الثابت =. ....

٤- ويمكن كتابة العلاقة السابقة (التي حصلنا عليها في ٣) عندما نقارن بين حالتين على الشكل:

$$\frac{ح_١ ض_١}{ط_١} = \frac{ح_٢ ض_٢}{ط_٢}$$

اكتب شكلين آخرين للعلاقة السابقة.

٥- اكمــل العــبارة التالية: يتناسب حجم كمية من الغاز تناسباً. ....مع درجة الحرارة المطلقة وتناسباً. ....مع الضغط الواقع عليه.

٦- حجــم كمــية من الغاز ٥١٠سم٣ تحت ٣ جوي ودرجة حرارة٦٧ °س، كم يصبح حجمها إذا تغير الضغط واصبح ٥ جوي واصبحت درجة الحرارة٢٧ °س؟

٧- كمــية مــن الغاز حجمها ٤٩٠ لتراً، كم يصبح حجمها إذا تضاعف الضغط الواقع عليها سبع مرات وتضاعفت درجة حرارتها المطلقة ثلاث مرات.

٤- القانون الرابع:

١) القانون الجامع للغازات:

١- حجم ، عكسياً.

٢- درجة حرارته.

٣- الثابت = ـــــــ

٤- الشكل:

$$\frac{ح_١ ض_١}{ح_٢ ط_٢} = \frac{ط_١}{ط_٢} \quad أو \quad \frac{ح_١}{ح_٢} = \frac{ض_٢ ط_١}{ض_١ ط_٢}$$

أو $ح_١ض_١ط_٢ = ح_٢ض_٢ط_١$. .... أو. ....

٥- طردياً ، عكسياً.

٦- نطبق العلاقة ــــــ = ــــــ بعد أن نحول درجة الحرارة من النظام (س) إلى النظام المطلق (نظام كلفن):

$ط_1$ = ٢٧٣ + ٦٧ = ٣٤٠ K̊

$ط_2$= ٢٧٣ + ٢٧ = ٣٠٠ K̊

الآن:

$$\frac{٥١٠ \times ٣}{٣٤٠} = \frac{ح_2 \times ٥}{٣٠٠}$$

وبالضرب التبادلي: ح $_2$ × ٥ × ٣٤٠ = ٥١٠ × ٣ × ٣٠٠

والآن:

$$ح_2 = \frac{٥١٠ \times ٣ \times ٣٠٠}{٥ \times ٣٤٠}$$

وبعد الاختصار ح$_2$ = ٢٧٠ سم^3 الحجم في الشروط الجديدة.

٧. كم حجم الغاز؟

- (٤٩٠ لتراً).

ماذا حدث للضغط؟

- تضـــاعف ٧ مـــرات أي إذا كان الضغط الأولى س جوي فإنه أصبح ٧ س جوي.

ما التغير الذي حدث على درجة الحرارة؟

- تضاعف ثلاث مرات أي إذا كانت درجة الحرارة طْ K أصبحت ٣ طْ K.

والآن نطبق العلاقة:

$$\frac{ح_1 ض_1}{ط_1} = \frac{ح_2 ض_2}{ط_2}$$

$$\frac{٤٦٠ \times س}{ط} = \frac{ح_2 \; ٧س}{٣ط}$$

وبالضرب التبادلي:

ح $_2$ × ٧س × ط = ٤٩٠ × س × ٣ ط

$$ح_2 = \frac{\text{٤٩٠} \times \text{س} \times \text{٣ط}}{\text{٥س} \times \text{ط}}$$

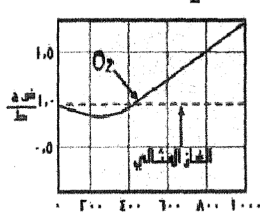
وبالاختصار = ٢١٠ لترا الحجم الجديد.

قوانين الغازات:

القانون الرابع:

٢) قانون الغاز المثالي:

تعرف من البند السابق أن ح ض / ط تساوي مقداراً ثابتاً. لقد أجرى العلماء اختبارات كثيرة وعلى غازات عديدة فوجد أن ح ض / ط لا يساوي مقداراً ثابتاً.



ادرس الشكل التالي الذي يربط بين الضغط (على المحور السيني) والمقدار ض ح / ط (على المحور الصادي)، من الواضح أن ض ح / ط ليست مقداراً ثابتاً وأنها تشذ كثيراً كلما ازداد الضغط المطبق على الغاز.

ولو درسنا المقدار ض ح / ط وعلاقته بدرجة الحرارة المطلقة سنجد أن هذا المقدار أبعد ما يكون عن الثبات خاصةً عند درجات حرارة منخفضة.

تختلف الغازات في شذوذها عن قوانين الغازات من نوع لاخر. فغاز الهيليوم مثلاً يكاد يكون غازاً مثالياً تنطبق عليه قوانين الغازات في كل الظروف، بينما غاز مثل CO_2 وبخار الماء يبتعدان كثيراً جداً عن قوانين الغازات. ان علينا ان نتذكر إن الكثير من الغازات لا تبقى في الحالة الغازية عندما نطبق عليها ضغطاً عالياً وعندما نخفض درجة حرارتها، بل تتحول إلى الحالة السائلة وذلك بسبب التجاذب بين جزيئاتها.

إذن يمكن أن نقول أن الغاز المثالي، هو غاز ينطبق عليه قانون بويل وشارل وقوانين الغازات الأخرى عند جميع الضغوط ودرجات الحرارة. أما الغاز الحقيقي فهو غاز ينطبق عليه قانونا بويل وشارل وقوانين الغازات الأخرى عند درجات حرارة وضغوط ليست عالية جداً وليست منخفضةً جداً، أما عند ضغوط عالية ودرجات حرارة منخفضة فيكون سلوك الغازات شاذاً كثيراً أو قليلاً عن هذه القوانين وذلك تبعاً لخواص الغاز نفسه.

قوانين الغازات:

القانون الرابع:

٢) الغاز المثالي

الغازالمثالي: هو غاز افتراضي لا يمكن تسييله وذلك لانه لا يوجد قوى. ....بين جزيئاته.

أيهما اقرب إلى سلوك الغاز المثالي غاز CH، أم غاز HCl ؟ فسر.

معادلة الحالة للغازات: لنعد قليلاً إلى قوانين الغازات التي درسناها وهي:

١- ح α $\frac{١}{ض}$ (قانون بويل).

٢- ح ط (قانون شارل).

٣- ح الكتلة (أي مع عدد المولات) وهذه حقيقة بديهية لا تحتاج إلى إثبات (قانون أفوجادرو).

لــنعط عدد المولات الرمز ع. إذن ح □ ع فإذا جمعنا العلاقات الثلاث السابقة معاً حصلنا على:

ح α $\frac{ط \times ع}{ض}$

فإذا رمزنا للثابت بالرمز (ر):

ح = $\frac{ط \times ع}{ض}$ ثابت

فان ح ض = ط ع ر وهذه تعرف بمعادلة الحالة للغازات وهي تجمع بين الحجم والضغط، ودرجة الحرارة، وعدد المولات، فإذا عرفنا قيم ثلاثة منها أمكننا حساب قيمة الرابع بسهولة اعتماداً عليها.

أما قيمة الثابت (ر) فقد حسبت مخبرياً ونتيجة التطبيق على أكثر من غاز، والمثال التالي يوضح ذلك:

في إحدى التجارب المخبرية تبين أن حجم مول واحد من أحد الغازات ١١,٨ لتر، عند الدرجة صفر س وضغط ١,٩٠ جوي. من هذه المعلومات احسب قيمة الثابت (ر) الحل:

الحجم × الضغط = عدد المولات × درجة الحرارة المطلقة × ر

درجة الحرارة المطلقة = ٠ + ٢٧٣

= ٢٧٣ K°

١١,٨ لتر × ١,٩٠ جوي = ١ مول × ٢٧٣ K° × ر

$$\frac{\text{١١,٨ لتر} \times \text{١,٩ جوي}}{\text{١ مول} \times \text{٢٧٣ } K^{\circ}} = \text{٠,٨٢١ لتر. جوي/ مول. } k^{\circ}$$

سؤال:

- استخدم قيمة ر التي حسبتها في السؤال السابق لحساب حجم المول الواحد من الغاز في الظروف المعيارية.
- حدد المقصود بالظروف المعيارية قبل ان تحل السؤال.

القانون الرابع:

قانون الغاز المثالي:

١- تجاذب.

٢- غاز CH_4 فالربط بي جزيئاته هو قوى فان ديرفال، أما في حالة HCl فالرابطة قطبية أقوى بكثير من قوى فان ديرفال. ضعف قوة الترابط

يقرب الغاز من الحالة المثالية.

سؤال:

الظروف المعيارية:

كان على العلماء أن يعتمدوا قيما مرجعية للضغط ودرجة الحرارة عند دراسة الغازات والمقارنة بينها، وقد اختاروا لذلك ضغطاً جوياً نظامياً واحداً (٧٦٠ ملم زئبق عند سطح البحر)، ودرجة الحرارة صفر س أي ٢٧٣ K˚ .

إذن يكون الغاز في الظروف المعيارية عندما يكون الضغط ١ جوي ودرجة الحرارة صفر س أو ٢٧٣ K˚ .

تحليل السؤال:

١- كم عدد مولات الغاز؟

- مول واحد.

٢- كم مقدار الضغط؟

- ضغط جوي واحد.

٣- كم درجة الحرارة؟

- ٢٧٣ K˚.

٤- كم مقدار الثابت؟

- ر= ٠,٠٨٢١ لتر. جوي/ مول. K.

٥- ما المطلوب في السؤال؟

- المطلوب حساب حجم المول من الغاز في الظروف المعيارية.

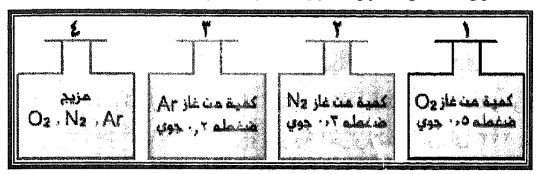
٦-

$$\text{الحجم} = \frac{\text{ع} \times \text{ط} \times \text{و}}{\text{ض}}$$

$$= \frac{١ \times ٢٧٣ \times ٠,٠٨٢١}{١} = ٢٢,٤١٣٣$$ لتر (٢٢,٤ لتر لمنزلة عشرية واحدة)

قوانين الغازات:

٥- القانون الخامس: قانون دالتون للضغوط الجزئية



حجم كل وعاء من الأوعية الأربعة = ١ لتر .

إذا نقلت محتويات الأوعية ١، ٢، ٣ إلى الوعاء ٤ فكم يكون الضغط داخله (درجة الحرارة متشابهة في كل الأوعية ولم يحدث عليها تغيير).

الضغط داخل الوعاء (٤) = لاحظ أن الحجم لم يتغير

= ضغط O_2 + ضغط N_2 + ضغط Ar

= ٠,٥ جوي + ٠,٣ جوي + ٠,٢ جوي

= ١ جوي

لاحظ لو كان O_2 يملأ الوعاء لوحده لكان ضغطه٠,٥ جوي

N_2 يملأ الوعاء لوحدة لكان ضغطه ٠,٣ جوي

Ar يملأ الوعاء لوحدة لكان ضغطه ٠,٢ جوي

ينص قانون دالتون:

على أن مجموع الضغوط الجزئية = الضغط الكلي داخل وعاء الخليط.

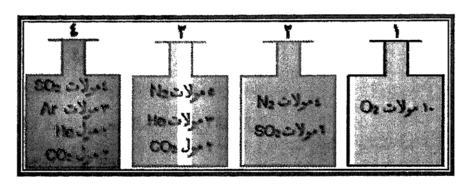
١- مزجت عينة من غاز He حجمها ٥٠٠سم^3 وضغطها ١٢٠ ملم زئبق، مع كمية من غاز الكريبتون حجمها ٤٠٠ سم^3 وضغطها ٢٧٠ ملم زئبق، في وعاء حجمه ٦٠٠ سم^3، فاذا كانت درجة الحرارة في الأوعية الثلاثة نفسها ولم تتغير، فما الضغط في الوعاء الذي يحوي المزيج.

٢- شكل آخر لقانون دالتون للضغوط الجزئية:



ما العلاقة بين عدد مولات غاز موجود في مزيج غازي والضغط الذي يحدثه هذا الغاز؟

للإجابة عن هذا السؤال ادرس الشكل التالي ثم اجب عن الأسئلة التي تليه، ان إجابتك ستساعدك في الإجابة عن السؤال المطروح.



الأوعية الأربعة كلها من نفس النوع ولها نفس الحجم. درجة الحرارة في الأوعية الأربعة متساوية. عدد مولات الغاز أو الغازات في الأوعية الأربعة = ١٠ مولات. قيس الضغط في الأوعية الأربعة فوجد انه متساو فيها جميعاً.

يؤكد هذا المثال وأمثلة أخرى كثيرة شبيهة مبدأ تشابه سلوك الغازات بغض النظر عن نوعها، ففي المثال أعلاه يعتمد الضغط على.......... المولات وليس على نوعها.

يعطينا هذا المثال صورة أخرى لقانون دالتون للضغوط الجزئية ملخصها:

"يتناسب ضغط أحد الغازات الموجود ضمن مزيج غازي طردياً مع كسره المولي"

يعني:

$$\text{الكسر المولي للغاز} = \frac{\text{عدد مولات الغاز}}{\text{عدد مولات المزيج الغازي كلها}}$$

أ- اجب عما يلي.

(١) كم الكسر المولي لغاز He في الوعاء الثالث؟

(٢) أي الغازين ضغطه أعلى في الوعاء الثاني؟ فسر كيف عرفت؟

(٣) أي غاز له اقل ضغط في الوعاء الرابع؟

(٤) افرض (في مثالنا أعلاه) أن الضغط الكلي داخل كل وعاء = ١٠٠٠ ملم زئبق. فالمطلوب حساب الضغط الجزئي لغاز.

أ- SO_2 في الوعاء الثاني.

ب- CO_2 في الوعاء الثالث.

ج- Ar في الوعاء الرابع.

القانون الخامس: قانون دالتون للضغوط الجزئية

أ- ماذا حدث لدرجة الحرارة في السؤال؟

- لم يحدث أي تغيير.

ب- ما دامت درجة الحرارة لم تتغير إذن تبقى العلاقة المؤثرة هي علاقة الحجم بالضغط.

ج- بالنسبة لغاز He فإن ٥٠٠ × ١٢٠ = ٦٠٠× ض٢

إذن الضغط (ض) للهيليوم في وعاء المزيج = $\frac{١٢٠ \times ٥٠٠}{٦٠٠}$ = ١٠٠ملم زئبق.

د- وبطريقة مشابهة ضغط غاز الكريبتون في وعاء المزيج = ١٨٠ ملم زئبق.

هـ- الضغط الكلي في وعاء المزيج = ضغط He + ضغط Kr

= ١٠٠ + ١٨٠= ٢٨٠ ملم زئبق

أجب عما يلي:

١- الكسر المولي لغاز He في الوعاء الثالث = $\frac{٣}{١٠}$ = ٠,٣

٢- الأعلى في ضغطه في الوعاء الثاني هو غاز SO_2 لأن عدد مولاته ٦ وهي أكبر من عدد مولات N_2 (عددها ٤).

٣- أقلها في ضغطه هو أقلها في عدد مولاته وهذا ينطبق على غاز الهيليوم في الوعاء الرابع.

أ- ضغط SO_2 في الوعاء الثاني = الكسر المولي للغاز × الضغط الكلي

= $\frac{٣}{١٠}$ × ١٠٠٠ = ٦٠٠ ملم زئبق.

ب- ضغط CO_2 الجزئي في الوعاء الثالث = $\frac{٣}{١٠}$ × ١٠٠٠ = ٢٠٠ملم زئبق

ج- الضغط الجزئي للآرجون في الوعاء الرابع = $\frac{٣}{١٠}$ × ١٠٠٠= ٣٠٠ ملم زئبق

قوانين الغازات:

٦- القانون السادس: قانون غراهام للانتشار والتدفق

كثيراً ما تنتشر الغازات من فتحة صغيرة كما يحدث عندما يتسرب الهواء من ثقب صغير في إطار سيارة، أو حينما يتسرب غاز الوقود من اسطوانته، حيث نعرف عن تسربه من الرائحة، والرائحة هي نتيجة غاز يضاف لمزيج غازات الوقود لغرض التنبيه. وقد تبين للعلماء انه حينما يتسرب مزيج غازات من فتحة صغيرة، فإن الغاز المتسرب (أي المتدفق) لا يكون له نفس تركيب المزيج داخل الوعاء الذي يتسرب منه، وهذا يعني أن تدفق غازات المزيج لا يحدث بنفس السرعة، وأن السرعة تزداد كلما كان الغاز أخف. لقد درس العالم غراهام موضوع تدفق الغاز من فتحة صغيرة تجريبياً وقد تبين له أن سرعة انتشار أي غاز تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته، وبكلام آخر أسرع الغازات تدفقاً من مزيج غازي هو أخفها أي اقلها كثافة أو اقلها كتلة مولية.

سؤال (١):

بفرض ان الهواء يتكون من مزيج من الغازات التالية: $N_٢$، $O_٢$، $CO_٢$، (بخار الماء) H_2O. فرتبها حسب سرعة انتشارها من فتحة صغيرة في إطار سيارة.

سؤال(٢):

مزيج غازي من O_2، SO_3 موجود في وعاء ويتسرب متدفقاً من فتحة صغيرة في الوعاء. قارن بين سرعة تدفق الغازين.

القانون السادس: قانون غراهام للانتشار والدفق

سؤال (١):

ترتيب من الأسرع تدفقاً إلى الأبطأ.

١- بخار الماء (H_2O) كتلة المول منه ١٨ غم.

٢- غاز النيتروجين (N_2) كتلة المول منه ٢٨ غم.

٣- غاز الاوكسيجين (O_2) كتلة المول منه ٣٢ غم.

٤- غاز الآرجون (Ar) كتلة المول منه ٤٠ غم.

٥- غاز ثاني أوكسيد الكربون (CO_2) كتلة المول منه ٤٤ غم.

سؤال (٢):

تتناسب سرعة تدفق الغاز تناسباً عكسيا مع الجذر التربيعي لكتلته المولية؟

١- كم كتلة المول من O_2؟

- = ٣٢ غم.

٢- كم كتلة المول من SO_3 ؟

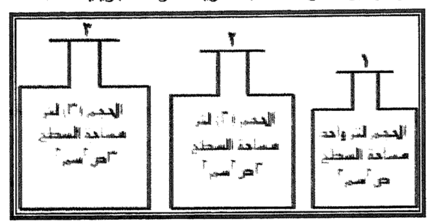
- = (٣ × ١٦) + ٣٢ = ٤٨ + ٣٢ = ٨٠ غم.

$$\frac{\text{سرعة تدفق } O_2}{\text{سرعة تدفق } SO_3} = \sqrt{\frac{٨٠}{٣٢}}$$

وهذا معناه أن سرعة خروج O_2 تفوق سرعة خروج SO_3 بأكثر من مرة ونصف.

قوانين الغازات:

تفسير قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية.



الأوعية الثلاثة أعلاه يحوي الواحد منها ٠,١ مول من غاز N_2 وعند نفس درجة الحرارة. اجب عما يلي:

١- قارن بين عدد الجزيئات في الوعاء الأول والوعاء الثاني والوعاء الثالث.

٢- لو فرضنا أن عدد التصادمات بين جزيئات الغاز وسطح الوعاء الأول = س صدمة في الثانية الواحدة، فكم يكون عدد التصادمات في الثانية الواحدة في الوعاء الثاني؟

٣- ان عدد التصادمات التي يحدثها الغاز على جدران الوعاء هي مقياس..........

٤- اذن يكون ضغط الغاز في الوعاء الأول مثلي ضغط الغاز في الوعاء.........

٥- ويكون ضغط الغاز في الوعاء الثالث ثلثي ضغط الغاز في الوعاء.............

٦- يفسر ما ناقشناه أعلاه قانون. .... الذي يربط بين حجم الغاز المحصور وضغطه.

٧- لو فرضنا أننا سخنا الغاز في الوعاء الثالث وهو مغلق فماذا يحدث للطاقة الحركية للجزيئات؟

٨- إن تسخين الغاز والوعاء مغلق يعني أن. .... الغاز لم يتغير.

٩- نتيجة لزيادة الطاقة الحركية للجزيئات يزداد عدد وقوة التصادمات مع جدران الوعاء وهذا يعني زيادة في. .... الغاز.

١٠-يفسر هذا المثال قانون. .... الذي يربط بين درجة حرارة الغاز وضغطه عند ثبات حجمه.

١١-إذا رفعنا غطاء الوعاء الثاني وتركناه مفتوحاً ليصبح الضغط داخله مماثلاً للضغط الخارجي، ثم سخناه بعد ذلك قليلاً (وهو مفتوح)، فماذا يحدث للغاز في الوعاء من حيث:

أ- ضغطه

ب-حجمه

ج- عدد جزيئاته.

١٢- يفسر هذا المثال قانون............. الذي يربط بين الحجم ودرجة الحرارة تحت ضغط ثابت.

تفسير قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية:

١. عدد الجزيئات فيها جميعاً نفسه.

٢. ــ

٣. للضغط.

٤.الثاني

٥. الثاني

٦. بويل

٧. تزداد

٨. حجم

٩. ضغط

١٠. غاي لوساك.

١١.

أ. لا يتغير.

ب. يزداد حجمه ويخرج الفائض منه.

ج. تقل نتيجة خروج بعضها.

١٢. شارل.


الفصل
السادس عشر
سرعة التفاعلات
الكيميائية

سرعة التفاعلات الكيميائية

التركيز المولاري (المولارية):

هو عدد مولات المذاب في لتر واحد (ديسمتر^3) من المحلول. . ويحسب كما يأتي: (حيث ١ مل = ١سم^3).

أما: المولارية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب (مول)}}{\text{حجم المحلول باللتر (لتر)}}$

أو: المولارية = $\frac{\text{وزن المذاب}}{\text{وزنه الجزيئي}} \times \frac{1000}{\text{حجم المحلول سم}^3\text{ أو مل}}$

حيث عدد المولات = $\frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}}$ أي ن = $\frac{\text{و}}{\text{ج}}$

ملاحظات:

١- ١ لتر = ١٠٠٠سم^3 = ١٠٠٠مل = ١ دسم^3.

٢- تقاس المولارية (مول ١ لتر) أو (مول.لتر $^{-1}$) أو (مولاري) أو M ويرمز لها [ ] قوس مربع.

٣- قانون الخفيف:

ح$_1$ × ت$_1$ قبل التخفيف = ح$_2$ × ت$_2$ بعد التخفيف

حيث ح = الحجم، ت = التركيز.

٤- الوزن الجزيئي لمركب = عدد ذرات العنصر الأول × وزنه الذري

+

عدد ذرات العنصر الثاني × وزنه الذري الخ.

مثال (١):

أذيب ٥,٣غم من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في الماء المقطر ثم أكمل الحجم إلى ربع لتر، احسب مولارية المحلول، علماً أن الأوزان الذرية Na = ٢٣، O = ١٦، C = ١٢.

الحل:

Na_2CO_3 = ٣ × ١٦ + ١٢ + ٢ × ٢٣ = ١٠٦غم/مول.

أما المولارية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المول باللتر}}$ = $\frac{\frac{٥,٣}{١٠٦}}{\frac{١}{٤}}$ = ٠,٢ مول/لتر

∴ ١ لتر = ١٠٠٠ مل الحجم = ١/٤ × ١٠٠٠ = ٢٥٠ مل.

أو M $\frac{\text{و}}{\text{ح}}$ × $\frac{١٠٠٠}{\text{ح مل}}$ = $\frac{٥,٣}{١,٦}$ × $\frac{١٠٠٠}{٢٥٠}$ = ٠,٢ مول.لتر ١

مثال (٢):

احسب مولارية محلول يحتوي ١٠٠ مليلتر منه على ٠,٠٠١ مول من KOH.

الحل:

أما: المولارية = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (لتر)}}$ = $\frac{٠,٠٠١}{١٠٠ / ١٠٠٠}$ = ٠,٠١ M.

أو: M = $\frac{\text{و}}{\text{ج}}$ × $\frac{١٠٠٠}{\text{ح مل}}$

= ٠,٠٠١ × $\frac{١٠٠٠}{١٠٠}$ = ٠,٠٠١ مولاري.

مثال (٣):

كم مل من حامض HCL بتركيز ١٠ مولاري يجب إضافته إلى لتر من

الماء المقطر لجعل تركيز المحلول ٠,٠١ مولاري.

الحل:

ح$_{١}$ × ت$_{١}$ قبل التخفيف = ح$_{٢}$ × ت$_{٢}$ بعد التخفيف، ١ لتر = ١٠٠٠مل.

ح$_{١}$ × ١٠ = ١٠٠٠ × ٠,٠١ ⇐ ح$_{١}$ = ١ مل.

سرعة التفاعل:

هي مقدار التغير في تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن، والغاية الأساسية من دراستها:

١- للتعرف على مسالك التفاعل (خطواته أو تفاعلاته الثانوية).

٢- لاختيار المسلك الذي يزيد الناتج المطلوب وحجب المسالك الأخرى غير المرغوب فيه.

قياس سرعة التفاعل:

$$\text{سرعة استهلاك متفاعل} = \frac{\Delta\ \text{(متفاعل)}}{\Delta\ \text{ن}} = -\ \frac{\text{(النهائي)} \quad \text{(الابتدائي)}}{\Delta\ \text{ن}}$$

حيث Δ ن = التغير في الزمن

$$\text{سرعة تكوين ناتج} = +\ \frac{\Delta\ \text{(متفاعل)}}{\Delta\ \text{ن}}$$

$$= +\ \frac{\Delta\ \text{(ناتج)}}{\Delta\ \text{ن}} = +\ \frac{\text{(النهائي)} \quad \text{(الابتدائي)}}{\Delta\ \text{ن}}$$

Δ ن = ن$_{٢}$ ن$_{١}$ ثا أو دقيقة.

وحدات السرعة:

(مـــول/لـــتر. ثا أو مول. لتر ^{١}. ثا ^{١}) أو (مول/لتر. دقيقة أو مول. لتر ^{١}. دقيقة ^{١}) أو مولاري. ثا ^{١} أو مولاري.دقيقة ^{١}.

تطبيق للتفاعل:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2\,HCl_{(g)}$$

س $_{[H2]}$ = − $\frac{[H_2]_٢ \quad [H_2]_١}{\Delta ن}$ س $_{[Cl2]}$ = − $\frac{[Cl_2]_٢ \quad [Cl_2]_١}{\Delta ن}$

س $_{[HCl]}$ = + $\frac{[HCl]_٢ \quad [HCl]_١}{\Delta ن}$ صفر في بداية التفاعل.

السرعة العامة للتفاعل = معدل استهلاك H_2 = معدل استهلاك Cl_2.

= $\frac{١}{٢}$ معدل تكوين HCl

لذلك نستنتج أنه يمكن قياس سرعة التفاعل بدلالة عدد المولات في المعادلة:

$$\frac{\text{سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة}}{\text{عدد مولاتها فى المعادلة}} = \frac{\text{سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة أخرى}}{\text{عدد مولاتها في المعادلة}}$$

أو $\frac{س_١}{ن_١ \text{ بالمعادلة}} = \frac{س_٢}{ن_٢ \text{ بالمعادلة}}$. الخ.

مثال:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

$$\frac{س\ A}{a} = \frac{س\ B}{b} = \frac{س\ C}{c} = \frac{س\ D}{d}$$

فمثلاً:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

نجد أن $\frac{س\ N_2}{١} = \frac{س\ H_2}{٢} = \frac{س\ NH_2}{٣}$

ملاحظات:

لا يشترط أن تكون سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة مساوية لسرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة أخرى في نفس التفاعل، وذلك لأن:

١- **هناك تفاعلات سريعة:** كتفاعلات الاحتراق أو حوامض مع قواعد أو Ag^+ مع CI لتكوين AgCI.

وهناك تفاعلات بطيئة كتفاعل حامض الخليك مع كحول الإيثيل أو تفاعل H_2 مع O_2 الذي يصبح سريعاً جداً لحد الانفجار عند إمرار شرارة كهربائية.

٢- **في معظم الحالات:** المعادلة الكيميائية المتوازنة تعطينا فكرة عامة لما تفاعل ونتج من مواد في التفاعل ولا تعطينا تصوراً كاملاً لما حصل فعلاً في التفاعل، فالمعادلة غالباً هي حصيلة جمع عدة خطوات تفاعلية تدعى المسالك.

٣- نلاحظ في التفاعل $H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$ أن سرعة التفاعل تتغير بمرور الزمن مع التغير الذي يحصل على تراكيز المواد المتفاعلة الناتجة فإن [HI] = صرف في بداية التفاعل، وبمرور الزمن يزداد تركيزه تدريجياً على حساب نقصان تراكيز H_2 و I_2.

إن تغير التراكيز يكون سريعاً في بداية التفاعل ثم ينخفض بمرور الزمن بسبب انخفاض تراكيز المواد المتفاعلة وتحولها إلى HI.

مثال:

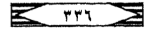
احسب سرعة التفاعل الغازي الآتي إذا علمت أنه في درجة الحرارة الثابتة:

أ- تغير تركيز I_2 من ٠,٠٢ إلى ٠,٠١ مول.لتر$^{-1}$ بمرور ١٠ ثا.

ب- للمدة نفسها تغير تركيز HI من ٠,٠٢ إلى ٠,٠٤ مول.لتر$^{-١}$.

الحل:

$$س[I_2] = - \frac{[I_2]_٢ \quad [I_2]_١}{\Delta ن} = - \frac{٠,٠٠١ \quad ٠,٠٢}{١٠} = ٠,٠٠١ \text{ مول.لتر}^{-١}.\text{ثا}^{-١}$$



$$\text{س }[HI] = \frac{[HI]_٢ \quad [HI]_١}{\Delta \text{ ن}} = + \frac{٠,٠٠٤ \quad ٠,٠٠٢}{١٠}$$

= ٠,٠٠٢ مول.لتر$^{-١}$.ثا$^{-١}$

نلاحظ أن س [HI] = ٢ × س $_{[I2]}$ لأن عدد مولات HI = ضعف عدد مولات I_2 في المعادلة.

مثال:

إنـــاء الـــتفاعل الغـــازي الآتي حجمه ٢ لتر بدرجة حرارة معينة، انخفض عدد مولات A من ٠,٢٠ مول إلى ٠,١٤ مول خلال نصف دقيقة.

$$2A \longrightarrow 2B + C$$

أ- احسب س [C].

ب- الزمن اللازم لاستهلاك جميع [A].

الحل:

أ- المولارية = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$ إذن $[A]_١$= $\frac{٠,٢٠}{٢}$ = M.100

و $[A]_٢$ = $\frac{٠,١٤}{٢}$ = ٠,٠٧ M

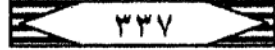
س $_{[A]}$ = − $\frac{٠,٧ \quad ٠,١٠}{٠,٥}$ =٠,٠6 مول.لتر$^{-1}$. دقيقة$^{-١}$.

و $\frac{\text{س }[C]}{\text{ن } C} = \frac{\text{س }[A]}{\text{ن } A}$ ⇐ $\frac{\text{س } C}{١} = \frac{٠,٠٦}{٢}$

=٠,٠٣مول.لتر$^{-1}$.دقيقة$^{-1}$.

ب- س$_{[A]}$ = − $\frac{[A]_٢ \quad [A]_١}{\Delta \text{ ن}}$ ⇐٠,٠٦ = − $\frac{\text{صفر} \quad ٠,١٠}{\Delta \text{ ن}}$

∴ Δ ن = ١,٦ دقيقة.



مثال:

وضعت كمية من غاز O_2 مع كمية من غاز NO في وعاء حجمه ٤ لتر بدرجة حرارة معينة وبعد مرور دقيقة و ٤٠ ثانية على بدء التفاعل الغازي الآتي أصبح عدد مولات O_2 ٤,٢ مول وعدد مولات NO_2 ٩,٦ مول.

احسب عدد مولات O_2 الأولية التي وضعت في الأناء قبل التفاعل.

الحل:

الزمن = ٦٠ + ٤٠ = ١٠٠ ثانية (يمكننا حساب المولارية أثناء الحل أو قبل الحل).

$$س_{[NO2]} = \frac{[NO_2]_٢ \quad [NO_2]_١}{\Delta ن} = \frac{\frac{٩,٦ - صفر}{٤}}{١٠٠}$$

= ٠,٠٢٤مول.لتر$^{-١}$.ثا$^{-١}$

$$\frac{س\ [O_2]}{ن\ O_2} = \frac{س\ [NO_2]}{ن\ NO_2} \Leftarrow = \frac{س\ O_2}{١} = \frac{٠,٠٢٤}{٢}$$

= ٠,٠١٢ مول.لتر$^{-1}$. ثا$^{-١}$

$$س_{[O2]} = \frac{[O_2]_٢ \quad [O_2]_١}{\Delta ن} \Leftarrow ٠,٠١٢ = - \frac{\frac{٢,٤}{٤} - [O_2]_١}{١٠٠}$$

$\therefore [O_2]_١ = 1.8\ M$

المولارية = $\frac{عدد\ المولات}{الحجم\ (لتر)}$ ١,٨ = $\frac{ص}{٤}$ ص= ٢.٧ مول O_2.

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي لو افترضنا أن تركيز O_2 قد تغير من ٠,٢ مول.لتر$^{-١}$ في الثانية ٢ من بدء التفاعل وأصبح ٠,١ مول.لتر$^{-١}$ في الثانية ١٢،

كما تغير تركيز CO_2 في الفترة نفسها وأصبح ٠,٤ مول.لتر$^{-١}$ في الثانية فما تركيز CO_2 في الثانية الثانية من بدء التفاعل؟.

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

٠,٢ في الثانية ٢   ص

↓   ↓

٠,١ في الثانية ١٢   ٠,٤

الحل:

Δ ن = ن$_٢$ ن$_١$ = ١٢ ٢ = ١٠ ثا.

$$\text{س} = - \frac{[O_2]_٢ - [O_2]_١}{\Delta \text{ن}} = - \frac{٠,١ \quad ٠,٢}{١٠} = ٠,٠١ \text{ مول.لتر}^{-١}\text{.ثا}^{-١}$$

$$\frac{\text{س } O_2}{١} = \frac{\text{س } CO_2}{٢} \Leftarrow = \frac{\text{س } CO_2}{٢}$$

∴ س CO_2 = ٠,٠٢ مول.لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

$$\text{س}_{CO2} = \frac{[CO_2]_٢ \quad [CO_2]_١}{\Delta \text{ن}} \Leftarrow \frac{٠,٤ \quad \text{ص}}{١٠}$$

∴ ص = ٠,٢ مول/لتر $[CO_2]$ في الثانية ١٢

مثال:

وضع ١,٢٥ مول من كل من N_2 و H_2 في إناء مغلق حجمه ربع لتر وبعد مرور فترة زمنية من بدء التفاعل تكون ٠,٧٥ مول من غاز الأمونيا، احسب تركيز N_2 و H_2 المتبقي.

الحل:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} \Leftarrow [N_2]_١ = [H_2]_١ = \frac{١,٢٥}{\frac{١}{٤}}$$

= ٥مول/لتر قبل التفاعل.

$[NH_3]_{٢}$ = $\frac{٠,٧٥}{\frac{١}{٤}}$ = ٣مول/لتر بعد التفاعل.

$\frac{NH_3 \text{ س}}{٢} = \frac{H_2 \text{ س}}{٣}$

$\frac{+٣ \quad \text{صفر}}{\frac{\Delta \text{ ن}}{٢}} = \frac{\text{ص} \quad ٥}{\frac{\Delta \text{ ن}}{٣}}$

إذن ص= ٥,٠مول/لتر $[H_2]_{٢}$

$\frac{NH_3 \text{ س}}{٢} = \frac{H_2 \text{ س}}{١}$

$\frac{+٣ \quad \text{صفر}}{\frac{\Delta \text{ ن}}{٢}} = \frac{-\text{ع} \quad ٥}{\frac{\Delta \text{ ن}}{١}}$

إذن ع= ٣,٥ مول/لتر $[N_2]_{٢}$

مثال:

يتفاعل ٠,٠٣ غم من مع كمية وافرة من Cl_2 في إناء حجمه ربع لتر فإذا علمت أنه يتبقى ٠,٠١ غم من H_2 في الإناء بعد مرور ١ دقيقة على بدء التفاعل، جد:

١- السرعة العامة للتفاعل.

٢- وزن HCl المتكون بعد تلك الفترة الزمنية علماً أن الأوزان الذرية H = ١، Cl = ٣٥,٥.

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

٠,٠٦ ↓ ٠,٠٢   صفر ↓ ص

الحل:

H_2 = ٢ × ١ = ٢غم/مول. $M = \frac{\text{و}}{\text{ج}} \times \frac{١٠٠٠}{\text{ح مل}}$

$[H_2]_1 = \frac{٠,٠٣}{٢} \times \frac{١٠٠٠}{٢٥٠} = ٠,٠٦$ مول/لتر.

$[H_2]_2 = \frac{٠,٠١}{٢} \times \frac{١٠٠٠}{٢٥٠} = ٠,٠٢$ مول/لتر.

س $_{[H2]} = - \frac{٠,٠٢-٠,٠٦}{١} = ٠,٠٤$ مول.لتر$^{-١}$. دقيقة$^{-١}$

$\frac{س\ H_2}{١} = \frac{س\ HCl}{٢} \Leftarrow \frac{٠,٠٤}{١} = \frac{س\ HCl}{٢}$

∴ س HCl = ٢ × ٠,٠٤ = ٠,٠٨ مول.دقيقة.لتر$^{-١}$

ج HCl = ٣٥,٥ + ١ = ٣٦,٥غم/مول

$M = \frac{و}{ج} \times \frac{١٠٠٠}{ح\ مل}$

$٠,٠٨ = \frac{و}{٣٦,٥} \times \frac{١٠٠٠}{٢٥٠}$

∴ و= ٠,٧٣ غم وزن HCl

متى يتوقف التفاعل؟

تـــتوقف عمليـــات الـــتفاعل عند استهلاك إحدى المادتين المتفاعلتين أو كلتيهما أي عندما يصبح التركيز النهائي صفر وكما يلي:

١- إذا كانـــت التراكيز متساوية والسرع مختلفة يتوقف التفاعل بعد استهلاك المادة الأسرع كما في أدناه:

$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

٠,١   ٠,١

يتوقف التفاعل بعد استهلاك H_2.

٢- إذا كانت التراكيز مختلفة والسرع متساوية يتوقف التفاعل بعد استهلاك

المادة الأقل تركيزاً كما في أدناه:

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

٠,٢ ٠,١

يتوقف التفاعل بعد استهلاك Cl_2.

٣- إذا كانـت التراكيز مختلفة والسرع مختلفة يتوقف التفاعل بالزمن الأقل (نحسب زمن استهلاك كل منهما) كما في أدناه.

$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$

٠,٤ ٠,٢

يتوقف التفاعل بالزمن الأقل.

مثال:

وضع ١,٢ مول من مادة A في إناء حجمه ٢لتر وبعد فترة زمنية كانت سـرعة التفاعل بدلالة B تساوي ٠,٠٢مول/لتر.ثا، احسب الزمن اللازم لتوقف التفاعل.

الحل:

$M = \frac{ن}{ح لتر} = \frac{١,٢}{٢} = ٠,٦$ M [A] قبل التفاعل.

س B = س A = ٠,٠٢ M ثا$^{-١}$ بسبب تساوي عدد المولات في معادلة التفاعل

حيث $\frac{س B}{١} = \frac{س A}{١}$

س A = $\frac{-(ت_٢ \quad ت_١)}{\Delta ن}$ ⇐ ٠,٠٢ = $\frac{-(صفر \quad ٠,٦)}{\Delta ن}$

∴ Δ ن = ٣٠ ثانية زمن توقف التفاعل.

مثال:

للتفاعل الغازي $2\ SO_3 \longrightarrow 2SO_2 + O_2$ وفي إناء حجمه ٢ لتر



وضــع ٥مــول مــن كل من SO_2 و O_2 فإذا علمت أن السرعة العامة للتفاعل ٠,٠٢ مول.لتر$^{-1}$. دقيقة$^{-1}$، جد تركيز كل منهما بعد مرور ٢ دقيقة ثم جد الزمن اللازم ليتوقف التفاعل.

الحل:

$M = \frac{ن}{ح_{لتر}} = \frac{٥}{٢} =$ ٢,٥ مول التركيز الابتدائي لكل من SO_2 و O_2

السرعة العامة للتفاعل = سرعة التفاعل بدلالة (O_2).

$س_{O2} = - \frac{ت_٢ - ت_١}{\Delta ز} \Leftarrow ٠,٠٢ = - \frac{ت_٢ - ٢,٥}{٢}$

ت٢ = ٢,٤٦مول/لتر $[O_2]$.

$\frac{س_{O_2}}{١} = \frac{س_{SO_2}}{٢} \Leftarrow \frac{٠,٠٢}{١} = \frac{س_{SO_2}}{٢}$

∴ $س_{SO_2}$ = ٠,٠٤ مول. لتر$^{-1}$. دقيقة $^{-1}$

$س_{SO_2} = \frac{ت_٢ - ت_١}{٢} \Leftarrow ٠,٠٤ = - \frac{ت_٢ - ٢,٥}{٢}$

ت٢= ٢,٤٢مول/لتر $[SO_2]$

وبمــا أن التراكــيز متســاوية والسرع مختلفة إذن يتوقف التفاعل بعد استهلاك SO_2 لأنه أسرع.

$س_{SO_2} = - \frac{ت_٢ - ت_١}{\Delta ز} \Leftarrow ٠,٠٤ = - \frac{صفر - ٢,٥}{٢}$

Δ ز = ٦٢,٥ دقيقة ليتوقف التفاعل.

قانون سرعة التفاعل:

هــو علاقة توضح اعتماد سرعة التفاعل على تراكيز المواد، ولا يمكن تكهنه من المعادلة الكيميائية المتوازنة وإنما من خلال التجربة فقط.

فمثلاً للتفاعل: ناتج ⟵ aA + bB نجد أن:

س α $[A]^{ق}$ $[B]^{ل}$

∴ س = ث × $[A^{ق}]$ $[B]^{ل}$ قانون سرعة التفاعل

س = سرعة التفاعل

(ق، ل) = مرتبة التفاعل بدلالة A , B على التوالي وهما لا يساويان b, a اللذان يساويان عدد مولات للموازنة.

ث = ثابت السرعة: وهو مقدار ثابت بدرجة حرارة ثابتة لا يعتمد على تراكيز المواد المتفاعلة.

ملاحظات:

١- إذا كانت ق = ١ فإن التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة A.

إذا كانت ل = ٢ فإن التفاعل من المرتبة الثانية بدلالة B.

∴ المرتبة العامة للتفاعل = ق + ل = ٢ + ١ = ٣.

∴ التفاعل من المرتبة الثالثة.

٢- إن قيم مراتب التفاعل بدلالة B, A (ق، ل) والمرتبة العامة للتفاعل قد تكون أعداد صحيحة موجبة، سالبة، أو كسوراً، أو صفراً فالمرتبة العامة تكون كسراً موجباً عند تفاعل البروم مع الهيدروجين وسالبة عند تحلل الأوزون وصفراً عند الانحلال الإشعاعي.

٣- أسس التراكيز (ق، ل) يتم التوصل إليها عن طريق التجارب العملية لقياس سرعة التفاعل وليس من معادلة التفاعل المتوازنة.

المرتبة العامة للتفاعل وأهميتها:

المرتبة العامة للتفاعل:

هي مجموع أسس التراكيز في قانون سرعة التفاعل (ق + ل) اللذان

يمثلان اعتماد السرعة على تراكيز A , B وهي مهمة في:

١- معرفة حساسية التفاعل عند تغير تراكيز المواد المتفاعلة.

٢- تساعد في اقتراح مسالك التفاعل.

استنتاج قانون سرعة التفاعل ومراتبه:

١- نختار أي تجربتين فيهما تركيزي أحد المواد المتفاعلة مختلفين بينما تركيز المادة الأخرى ثابتاً وسرعة التفاعل مختلفتين.

٢- نطبق قانون سرعة التفاعل على هاتين التجربتين ثم نقسم قيم إحدى التجربتين على قيم الأخرى (الكبير على الصغير من الأفضل لتحاشي الكسور).

٣- نعيد نفس الخطوات على تجربتين لمادة متفاعلة أخرى ثم نكتب قانون السرعة بالتعويض عن الأسس ثم نحسب المرتبة العامة للتفاعل.

٤- لحساب ث نعوض قيم إحدى التجارب في قانون السرعة، وتحسب وحدات ث إما بالاختصار أو بتطبيق القانون التالي:

وحدات ث = (وحدات التركيز المولاري)$^{١-ن}$ × (وحدة الزمن)$^{-١}$

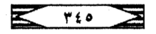
حيث ن = المرتبة العلمية للتفاعل = ١ أو ٢ أو ٣.

أو بالحفظ:

المرتبة العامة ن	وحدات ث	
	إذا الزمن ثواني	إذا الزمن دقائق
٣	مول$^{-٢}$. لتر^{٢} . ثا$^{-١}$	مول$^{-٢}$. لتر^{٢} . دقيقة$^{-١}$
٢	مول$^{-١}$. لتر . ثا$^{-١}$	مول$^{-١}$. لتر . دقيقة$^{-١}$
١	ثا$^{-١}$	دقيقة$^{-١}$

ملاحظات:

١- بعد الاختصار في الفقرة ٢ أعلاه يمكن الوصول والاستعانة بأحد القانونين:



$$\left[\frac{\text{السرعة النهائية}}{\text{السرعة الابتدائية}}\right]^{\text{أس معين}} = \left[\frac{\text{التركيز النهائي}}{\text{التركيز الابتدائي}}\right]^{\text{أس معين}}$$

أو مضاعفات السرعة = (مضاعفات التركيز) $^{\text{أس معين}}$

٢- حساسية التفاعل لتغير تركيز أحد المواد المتفاعلة:-

أ- إذا كان أس التركيز = صفر فإن تغير هذا التركيز لا يؤثر في سرعة التفاعل التي لا تعتمد على تركيز هذه المادة، والتي لا تظهر في قانون السرعة بالرغم من ظهورها في معادلة التفاعل (حيث أي رقم اسه صفر =١).

ب-إذا كان أس التركيز =١ فإن تغير هذا التركيز يؤدي إلى تغير مماثل في سرعة التفاعل فمثلاً عند مضاعفة هذا التركيز تتضاعف السرعة وإذا زاد التركيز ٣ مرات تزداد السرعة ٣ مرات وعند خفض التركيز إلى النصف تنخفض السرعة إلى النصف .. وهكذا.

ج- إذا كان أس التركيز = ٢ فإن تغير هذا التركيز يؤدي إلى تغير السرعة بمقدار مربع تغير التركيز ،فمثلاً عند مضاعفة هذا التركيز تزداد السرعة ٤ مرات وإذا زاد التركيز ٣ مرات تزداد السرعة ٩ مرات وعند خفض التركيز إلى الثلث تنخفض السرعة إلى التسع وهكذا.

د- أما إذا كان أس التركيز = ٣ فإن تغير السرعة سيكون مكعب تغير التركيز فعند مضاعفة هذا التركيز تزداد السرعة ٨ مرات وهكذا.

ملاحظة:

تظهر في بعض التفاعلات مادة في معادلة التفاعل ولا تظهر في قانون سرعته، لأن أس تركيز هذه المادة = صفر، وأن أي رقم اسه صفر =١ لذلك لا تظهر في قانون السرعة.

مثال:

للتفاعل الغازي: $2H_2 + 2NO \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

وجـــدت النتائج المختبرية في درجة حرارة معينة كما في الجدول المقابل أحسب ما يأتي:

أ- استنتج قانون سرعة التفاعل ومراتب التفاعل.

ب- احسب ثابت سرعة التفاعل.

ج- جد سرعة التفاعل في اللحظة التي يكون فيها $[NO]$ = ١,٥×$١٠^{-٣}$ M و $[H_2]$ = ٤,٢ × $١٠^{-٣}$ M.

رقم التجربة	[NO]	[H2]	سرعة التفاعل بدلالة N_2 مول.لتر$^{-١}$ دقيقة$^{-١}$
١	١ × $١٠^{-٣}$	٦×$١٠^{-٣}$	٠,٠٣
٢	٢×$١٠^{-٣}$	٦×$١٠^{-٣}$	٠,١٢
٣	٣×$١٠^{-٣}$	٦×$١٠^{-٣}$	٠,٢٧
٤	٦×$١٠^{-٣}$	١×$١٠^{-٣}$	٠,٢٠
٥	٦×$١٠^{-٣}$	٢×$١٠^{-٣}$	٠,٤٠
٦	٦×$١٠^{-٣}$	٣×$١٠^{-٣}$	٠,٦٠

الحل:

ملاحظة: السرعة تتناسب مع التركيز المتغير وليس مع التركيز الثابت.

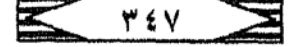
أ- في التجارب (١، ٢ ،٣) س α $[NO]^{ق}$ لأنه متغير.

نطبق قانون السرعة: س= ت × $[NO]^{ق}$ $[H2]^{ل}$ على تجربة (١) و(٢) ونقسم ٢ على١:

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{ت \times [NO]_٢^{ق} \times [H_2]_٢^{ل}}{ت \times [NO]_١^{ق} \times [H_2]_١^{ل}} \Leftarrow \frac{٠,١٢}{٠,٠٣} = \frac{(٢\times١٠^{-٣})^{ق}}{(١\times١٠^{-٣})^{ق}}$$

$\Leftarrow$ ٤ = $٢^{ق}$ $\Leftarrow$ $٢^{٢}$ = $٢^{ق}$

$\therefore$ ق = ٢



إذن الـــتفاعل من المرتبة الثانية بدلالة NO ويمكننا التحقيق بقسمة $س_٣$ على $س_١$. في التجارب (٤،٥،٦): س $\alpha [H_2]^ل$ لأنه متغير.

$$\frac{س_٥}{س_١} = \frac{ت \times [NO]_٥^ق \times [H_2]_٥^ل}{ت \times [NO]_٤^ق \times [H_2]_٤^ل} \Leftarrow \frac{٠,٤٠}{٠,٢٠}$$

$$= \frac{(٢\times١٠^{-٣})^ل}{(١\times١٠^{-٣})^ل} \Leftarrow ٢ = ٢^ل$$

∴ ل = ١

∴ التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة H_2 ويمكننا التحقيق بقسمة $س_٦$ على $س_٤$.

∴ قانون السرعة: س = ت × $[NO]^٢$ $[H_2]$ والمرتبة العامة = ٢ + ١ =٣

∴ التفاعل من المرتبة الثالثة.

ب- لحساب ت نعوض في قانون السرعة من قيم إحدى التجارب ولتكن الأولى مثلاً:

$$س = ت \times [NO]^٢ [H_2] \Leftarrow ٠,٠٣ = ت \times (١ \times ١٠^{-٣})^٢ (٦\times١٠^{-٣})$$

$\Leftarrow$ ت = ٥ × $١٠^٦$ مول$^{-٢}$. لتر$^{-٢}$. دقيقة$^{-١}$

ج- س = $٥ \times ١٠^٦ \times (١,٥ \times ١٠^{-٣})^٢ \times (٤,٢\times١٠^{-٣}) = ٤٧,٢٥ \times ١٠^{-٣}$ مول.لتر$^{-١}$. دقيقة$^{-١}$

مثال:

مـــن المعلومـــات التجريبية المثبتة في الجدول التالي جد قانون السرعة ومراتب التفاعل:

رقم التجربة	[A]	[B]	[C]	سرعة التفاعل مول.لتر$^{-١}$.ثا$^{-١}$
١	٠,٢	٠,٢	٠,٠٣	$١,٥٦ \times ١٠^{-٤}$
٢	٠,١	٠,٢	٠,٠٣	$١,٥٦ \times ١٠^{-٤}$
٣	٠,١	٠,٠١	٠,٠٣	$٠,٧٨ \times ١٠^{-٤}$
٤	٠,١	٠,٠١	٠,٠١	$٠,٢٦ \times ١٠^{-٤}$



الحل:

مـــن تجربتـــي ١ و ٢ نلاحظ أن تراكيز B و C ثابتة بينما تركيز A متغير والسرعة ثابتة، نستنتج أن تغير تركيز A لا يؤثر في سرعة التفاعل، أس تركـــيز A = صـــفر، فالتفاعل من المرتبة صفر بدلالة [A] لذلك لا يظهر في قانون السرعة: س= ث × $[B]^{ق}$ $[C]^{ل}$

في التجربتين ٢ و ٣ نجد أن س α $[B]^{ق}$ نطبق قانون السرعة عليهما ونقسم:

$$\frac{س_٢}{س_٣} = \frac{ث \times [B]^{ق}_٢ \times [C]^{ل}_٢}{ث \times [B]^{ق}_٣ \times [C]^{ل}_٣} \Leftarrow \frac{١,٥٦ \times ١٠^{-٤}}{٠,٧٨ \times ١٠^{-٤}}$$

$$= \frac{(٠,٠٢)^{ق}}{(٠,٠١)^{ق}} \quad ٢ = ٢^{ق}$$

∴ ق = ٢

∴ التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة B.

في التجربتين ٣ و ٤ نجد أن س α $[C]^{ق}$ نطبق قانون السرعة عليهما ونقسم:

$$\frac{س_٣}{س_٤} = \frac{ث \times [B]^{ق}_٣ \times [C]^{ل}_٣}{ث \times [B]^{ق}_٤ \times [C]^{ل}_٤} \Leftarrow \frac{٠,٧٨ \times ١٠^{-٤}}{٠,٢٦ \times ١٠^{-٤}}$$

$$= \frac{(٠,٠٣)^{ل}}{(٠,٠١)^{ل}} \Leftarrow ٣ = ٣^{ل}$$

∴ل = ١

∴التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة C.

∴قانون السرعة: س = ث × [B] [C] والمرتبة العامة للتفاعل

= صفر + ١ + ١ = ٢

مثال:

للتفاعل الغازي المتجانس: $2C \longrightarrow A + 2B$ بدرجة حرارة

معينة م الحصول على نتائج التجارب كما في الجدول:

رقم التجربة	[A]	[B]	سرعة التفاعل بدلالة [A] مول. لتر$^{-1}$. ثا$^{-1}$
١	٠,٠١	٠,٠١	١٢×١٠^{-٤}
٢	٠,٠١	٠,٠٤	٤٨×١٠^{-٤}
٣	٠,٠٢	٠,٠١	٢٤×١٠^{-٤}

احسب:

١- ثابت سرعة التفاعل.

٢- تركيز المادة C في التجربة الأولى بعد مرور ١٠٠ ثانية على بدء التفاعل.

الحل:

نطبق القانون: س = ث × $[A]^{ق}$ × $[B]^{ل}$ ونقسم:

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{ث \times [A]_٢^{ق} \times [B]_٢^{ل}}{ث \times [A]_١^{ق} \times [B]_١^{ل}} \Leftarrow \frac{٤٨ \times ١٠^{-٤}}{١٢ \times ١٠^{-٤}}$$

$$\Leftarrow \frac{(٠,٠٤)^{ل}}{(٠,٠١)^{ل}} \Leftarrow ٤ = ٤^{ل}$$

∴ ل = ١

∴س α $[B\ ]^{١}$

$$\frac{س_٣}{س_١} = \frac{ث \times [A]_٣^{ق} \times [B]_٣^{ل}}{ث \times [A]_١^{ق} \times [B]_١^{ل}} \Leftarrow \frac{٢٤ \times ١٠^{-٤}}{١٢ \times ١٠^{-٤}}$$

$$= \frac{(٠,٠٢)^{ق}}{(٠,٠١)^{ق}} \Leftarrow ٢ = ٢^{ق} \quad ∴ ق = ١$$

∴س α $[A]^{١}$

∴القانون: س = ث × $[A]^{١}$ $[B]^{١}$ ⇐ ١٢ ×$١٠^{-٤}$ = ث × (٠,٠١) (٠,٠١)

ث = ١٢ لتر. مول$^{-١}$. ثا$^{-١}$

(٢) $\frac{س\ [C]}{ن\ C} = \frac{س\ [A]}{ن\ [A]} \Leftarrow \frac{س^{٢}}{٢} = \frac{١٢ \times ١٠^{-٤}}{١}$

∴س C = ٢٤ × ١٠$^{-٤}$ مول. لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

$س_{[C]} = + \frac{[C]_{٢} \quad [C]_{١}}{\Delta\ ن} \Leftarrow ٢٤ \times ١٠^{-٤} = \frac{ص \quad صفر}{١٠٠}$

$A + 2B \longrightarrow 2C$

صفر

↓ ١٠٠ ثا

ص

∴ص = ٢٤ ×١٠-٢ = ٠,٢٤ مولاري.

مثال:

في التفاعل الغازي المتجانس الآتي:

$$2NO + 2H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

وجد ما يأتي:

أ- عند زيادة [NO] ٣ مرات بثبوت $[H_2]$ تزداد السرعة ٩ مرات.

ب- عند مضاعفة $[H_2]$ بثبوت [NO] تتضاعف السرعة، جد قانون السرعة والمرتبة العامة.

الحل:

طريقة (١):

التجارب	[NO]	$[H_2]$	السرعة
١	أ	ب	س
٢	٣ أ	ب	٩ س
٣	٣ أ	٢ب	١٨ س

$$\frac{\text{س}_{٢}}{\text{س}_{١}} = \frac{\text{ث} \times [NO]_{٢}^{\text{ق}} \times [H_2]_{٢}^{\text{ل}}}{\text{ث} \times [NO]_{١}^{\text{ق}} \times [H_2]_{١}^{\text{ل}}} \Leftarrow \frac{\text{٩س}}{\text{س}}$$

$$= \frac{(\text{٣أ})^{\text{ل}}}{(\text{أ})^{\text{ل}}} \Leftarrow ٩ = ٣^{\text{ق}}$$

∴ ق = ٢

$$\frac{\text{س}_{٢}}{\text{س}_{١}} = \frac{\text{ث} \times [NO]_{٣}^{\text{ق}} \times [H_2]_{٣}^{\text{ل}}}{\text{ث} \times [NO]_{٢}^{\text{ق}} \times [H_2]_{٢}^{\text{ل}}} \Leftarrow \frac{\text{١٨ س}}{\text{٩ س}}$$

$$= \frac{(\text{٢ ب})^{\text{ل}}}{(\text{ب})^{\text{ل}}} \quad ٢ = ٢^{\text{ل}}$$

∴ل = ١

∴القانون: س = ث × $[NO]^{٢}$ $[H_2]$ المرتبة العامة هي الثالثة (٢+١=٣).

طريقة (٢):

$$\frac{\text{السرعة النهائية}}{\text{السرعة الابتدائية}} = \left[\frac{\text{التركيز النهائي لـ } NO^{\text{ق}}}{\text{التركيز الابتدائي لـ } NO^{\text{ق}}}\right]^{\text{ق}} \Leftarrow \frac{\text{٩ س}}{\text{س}}$$

$$= \left[\frac{\text{٣ ث}}{\text{ث}}\right]^{\text{ق}} \Leftarrow ٩ = ٣^{\text{ق}}$$

∴ق =٢

ثم نطبق نفس العلاقة بالنسبة لـ H_2 فنحصل:

$$\frac{\text{٢ س}}{\text{س}} = \frac{\text{٢ ث}}{\text{ث}} \Leftarrow ٢ = ٢^{\text{ل}}$$

∴ل = ١

نكتب القانون والمرتبة كما في طريقة (١).

طريقة (٣):

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز NO)^ق ٩ = ٣ ^ق

∴ ق = ٢

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز H_2)^ل ٢ = ٢^ل

∴ل = ١

نكتب القانون والمرتبة كما في طريقة (١).

مثال:

في التفاعل بين A و B إذا علمت أن المرتبة بالنسبة لكل من A و B = ١ ضع في الفراغ ما يناسبه في الجدول الآتي:

[A]	[B]	سرعة التفاعل
٠,٢	٠,٠٥	٠,١
٠,٨	٠,٠٥	------
٠,٤	------	٠,٨

الحل:

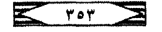
نطبق قانون السرعة س = ث × [A] [B] على التجربة الأولى لحساب ث ٠,١ = ث × ٠,٢ × ٠,٠٥ ⇐ ث = ١٠ مول$^{-1}$. لتر. ثا $^{-1}$ أو دقيقة$^{-1}$ نطبق القانون على التجربة الثانية: س = ١٠ × ٠,٨ × ٠,٠٥ = ٠,٤ مول$^{-1}$. لتر.ثا$^{-1}$ أو دقيقة $^{-1}$

نطبق القانون على التجربة الثالثة: ٠,٨ = ١٠ × ٠,٤ [B]

∴ [B] =٠,٢مول/لتر.

مثال:

استنتج قانون سرعة التفاعل الغازي $2CO_2 \longrightarrow 2CO + O_2$ ومرتبته العامة.



تجربة	[CO]	$[O_2]$	السرعة
١	٠,٠٢	٠,٠٤	٦٠
٢	٠,٠٦	٠,٠٨	٧٢٠
٣	٠,٠٦	٠,١٦	٢٨٨٠

الحل:

نبدأ بقسمة تجربة (٣) على تجربة (٢) باعتبار [C O] ثابت فيهما.

$$\frac{٢٨٨٠}{٧٢٠} = \frac{\text{ث} \times (٠,٠٦)^{\text{ق}} \times (٠,١٦)^{\text{ل}}}{\text{ث} \times (٠,٠٦)^{\text{ق}} \times (٠,٠٨)^{\text{ل}}} \Leftarrow ٤ = ٢^{\text{ل}}$$

∴ ل   ٢ أس تركيز O_2

ثم نعود لقسمة تجربة (٢) على تجربة (١) فنحصل على:

$$\frac{٧٢٠}{٦٠} = \frac{\text{ث} \times (٠,٠٦)^{\text{ق}} \times (٠,٠٨)^{٢}}{\text{ث} \times (٠,٠٢)^{\text{ق}} \times (٠,٠٤)^{٢}} \Leftarrow ١٢ = ٣^{\text{ق}} \times ٢^{٢}$$

$$\Leftarrow ٣^{\text{ق}} = \frac{١٢}{٤}$$

∴ $٣^{\text{ق}} = ٣$

∴ ق = ١

∴ القانون: س = ث × $[CO]\,[O_2]^{٢}$ والتفاعل من المرتبة الثالثة.

ملاحظة:

عند تغير كل من المادتين المتفاعلتين دون ثبوت إحداهما فيجب أن نكرر مجموعة التراكيز أو مجموعة مضاعفات التراكيز فتصبح العلاقة:

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز المادة الأولى)$^{\text{ق}}$ × (مضاعفات تركيز المادة الثانية)$^{\text{ل}}$

مثال:

التفاعل الآتي من المرتبة الثالثة:

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

لوحظ عند خفض $[NO]$ إلى نصف ما كان عليه تنخفض سرعة التفاعل إلى ربع ما كانت عليه بثبات $[O_2]$ جد:

١- قانون سرعة التفاعل.

٢- كم مرة تزداد سرعة التفاعل عند مضاعفة $[NO]$ وخفض $[O_2]$ إلى النصف.

الحل:

طريقة (١):

س = ث × $[O_2]^{ق}$ $[NO]^{ل}$، نشكل جدول:

التجربة	$[O_2]$	$[NO]$	سرعة التفاعل
١	أ	ب	س
٢	أ	١/ ٢ب	١/ ٤ س

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{ث \times [O_2]_٢^{ق} \times [NO]_٢^{ل}}{ث \times [O_2]_١^{ق} \times [NO]_١^{ل}} \Leftarrow \frac{\frac{١}{٤}س}{س} \Leftarrow$$

$$\left[\frac{\frac{١}{٢}ب}{ب}\right]^{ل} \quad \therefore \quad \frac{١}{٤} = \frac{(١)}{٢}^{ل}$$

$\therefore$ ل = ٢ $\qquad$ ق + ٢ = ٣

$\therefore$ق = ١

$\therefore$القانون: س = ث × $[O_2]$ $[NO]^{٢}$

طريقة (٢):

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{ث \times [O_2]_٢ \times [NO]_٢^{٢}}{ث \times [O_2]_١ \times [NO]_١^{٢}}$$ نعوض من الجدول فنحصل:

تجربة	$[O_2]$	$[NO]$	سرعة التفاعل
١	أ	ب	س١
٢	١/ ٢ أ	٢ب	س٢

$$\frac{س_2}{س_1} = \frac{(1/2\ أ) \times (2\ ب)^2}{أ \times (ب)^2} \quad \therefore \quad \frac{س_2}{س_1} = \frac{1}{2} \times 4 = 2 \text{ مرة}$$

∴ تزداد سرعة التفاعل إلى الضعف (أي تتضاعف السرعة).

طريقة (٢):

يمكن حل فرع (١) بطريقة:

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز NO)^{ل} وفرع (٢) باستعمال:

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز O_2)^{ق} × (مضاعفات تركيز NO)^{ل} =

$\frac{1}{2} \times 2^2 = 2$ مرة.

كما يمكن حل فرع (٢) بطريقة ثالثة وهي باستعمال قانون السرعة.

س = ث × $[O_2]\ [NO]^2$ = ث × $\frac{1}{2} \times 2^2 = 2$ ث أي تتضاعف السرعة.

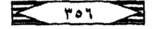
مثال:

اختر من بين القوسين ما يلائم العبارة الآتية:

إذا كان قانون السرعة = ث × $[A]^2\ [B]$ وجعلنا تركيز كل من A و B ضعف ما كان عليه تزداد سرعة التفاعل (مرتين، ٤ مرات، ٦مرات، ٨ مرات، ١٠ مرات).

الحل:

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز A)^2 × (مضاعفات تركيز B) = $2^2 \times 2^1 = 8$ مرات. ويمكننا الحل بطريقة أخرى وهي عمل جدول.



مثال:

للـــتفاعل الغازي الآتي $2NOCl \longrightarrow 2NO + Cl_2$ أمكن الحصول على المعلومات الآتية:

[NOCl]	سرعة التفاعل مول. لتر$^{-1}$. ثا$^{-1}$
٠,٣	٣,٦ × ١٠$^{-٩}$
٠,٦	١٤,٤ × ١٠$^{-٩}$

١- ما قيمة ثابت سرعة التفاعل.

٢- كـــم مرة تزداد سرعة التفاعل عندما يزداد [NOCl] من ٠,٣ مولاري إلى ٠,٩ مولاري.

الحل:

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{١٤,٤ \times ١٠^{-٩}}{٣,٦ \times ١٠^{-٩}} = \frac{ث \times (٠,٦)^{ق}}{ث \times (٠,٣)^{ق}} \Leftarrow ٤ = ٢^{ق}$$

∴ق = ٢

∴القانون: س = ث × $[NOCl]^{٢}$

نعوض في القانون لحساب ث: ٣,٦ × ١٠$^{-٦}$ = ث × $(٠,٣)^{٢}$

∴ث = ٤ × ١٠$^{-٨}$ مول$^{-١}$.لتر. ثا$^{-١}$

:(٢)

$$\frac{س_٢}{س_١} = \left[\frac{ث_٢}{ث_١}\right]^{ق} \Leftarrow \frac{س_٢}{س_١} = \left[\frac{٠,٩}{٠,٣}\right]^{٢} \Leftarrow \frac{س_٢}{س_١} = ٩$$

∴$س_٢ = ٩ س_١$

أي تزداد السرعة ٩ مرات.

طريقة ثانية: $\frac{\text{التركيز النهائي}}{\text{التركيز الابتدائي}} = \frac{٠,٩}{٠,٣} = ٣$ مضاعفات التركيز

مضاعفات السرعة = (مضاعفات التركيز)^{٢} = ٣ ^{٢} = ٩مرات.

مثال:

التفاعل الآتي (ناتج ⟵ A) من المرتبة الثانية، سرعة تفاعله = ١ × ١٠$^{-٣}$ مول. لتر.ثا$^{-١}$ عندما يكون [A] = ٠,١ M احسب:

١- ثابت سرعته.

٢- الزمن اللازم لاستهلاك جميع [A].

٣- كم تصبح سرعته عند مضاعفة [A].

٤- كم تصبح سرعته عند سحب ٠,٠٥ مول من A وكان الحجم١٠ لتر.

٥- كم تصبح سرعته بعد إضافة ٠,٢ مول من وكان الحجم ١ لتر.

الحل:

القانون: س = ث [A]^{٢}

١ × ١٠$^{-٣}$ = ث × (٠,١)^{٢}

∴ ث= ٠,١ مول$^{-١}$. لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$.

:(٢)

س = − $\frac{[A]^{٢} \quad [A]^{١}}{\Delta ن}$ ١ × ١٠$^{-٣}$ = − $\frac{صفر \quad ٠,١}{\Delta ن}$

∴Δ ن = ١٠٠ ثانية.

:(٣)

التركيز الجديد = ٢ × ٠,١ = ٠,٢ مول/لتر.

س = ث × [A]^{٢} = ٠,١ × (٠,٢)^{٢} = ٤ × ١٠$^{-٣}$ مول$^{-١}$. لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

:(٤)

التركيز الجديد = ٠,١ ٠,٠٥ = ٠,٠٥ مول/لتر.

س= ث × [A]^{٢} = ٠,١ × (٠,٠٥)^{٢} = ٢٥ × ١٠$^{-٥}$ مول. لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

(٥):

التركيز الجديد = ٠,١ + ٠,٢ = ٠,٣ مول /لتر

س= ث × $[A]^{٢}$ = ٠,١ × $(٠,٣)^{٢}$ = ٩ × ١٠$^{-٣}$ مول$^{-١}$لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

مثال:

للتفاعل الغازي $2SO_3 \longrightarrow 2SO_2 + O_2$ وجد أن مضاعفة تركيز O_2 بثبوت تركيز SO_2 سيضاعف سرعة التفاعل، وأن إضافة ٣ أمثال (SO_2) إلـــى تركيزه الأصلي مع إضافة ضعف (O_2) إلى تركيزه الأصلي سيزيد سرعة التفاعل ٤٨ مرة.

اســـتنتج قـــانون سرعة التفاعل موضحاً كيف تتغير سرعة التفاعل عند زيادة (SO_2) ٣ مرات وخفض (O_2) إلى ثلث تركيزه الأصلي.

الحل:

إمـــا بعمـــل جـــدول أو بطـــريقة المضـــاعفات: مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز O_2)^{ق} ⇐ ٢ = ٢^{ق}

∴ ق =١

٣ +١ = ٤ مضاعفات تركيز SO_2 ٢+١ =٣ مضاعفات تركيز O_2

∴مضاعفات السرعة= (مضاعفات (SO_2))^{ل} × (مضاعفات (O_2))^{ق}

٤٨ = ٤^{ل} × ٣^{١} ⇐ ٤^{ل} = $\frac{٤٨}{٣}$

٤^{ل} = ١٦ ⇐ ٤^{ل} = ٤^{٢}

∴ل= ٢ أس تركيز SO_2

∴قانون سرعة التفاعل س = ت × $[SO_2]^{٢}$ $[O_2]$.

مضاعفات السرعة = (مضاعفات ، $[SO_2]^{٢}$) × (مضاعفات $[O_2]^{١}$)

مضاعفات السرعة = ٣^{٢} × $\frac{١}{٣}$ = ٣

∴ تزداد سرعة التفاعل ٣ مرات

(كما يمكن حل الفرع الثاني بطريقة الجدول).

مسالك (ميكانيكية) التفاعلات الكيميائية:

وهـــي خطوات أو تفاعلات وسطية يمر بها التفاعل الكيميائي للوصول إلـــى الـــناتج، فالمعادلـــة الكيميائية المتوازنة غالباً هي محصلة أو مجموع هذه الخطوات والتفاعلات.

الخطوة المحددة للسرعة (الخطوة البطيئة):

وهـــي الخطـــوة الأبطأ سرعة والتي تحدد سرعة التفاعل والتي ينطبق عليها قانون السرعة.

خطوات اقتراح (تنبؤ، تكهن) مسالك التفاعل:

١- كتابة الخطوة البطيئة:

هي الخطوة الأولى في المسالك والتي تمثل مرحلة الاختناق في التفاعل ونتعرف عليها من قانون سرعة التفاعل حيث: أسس التراكيز في القانون = عدد جزيـــئات (أو عدد مولات) المواد المتفاعلة في الخطوة المحددة للسرعة، ونكتب المادة الوسطية مع الناتج ثم نوازن.

٢- كتابة الخطوة السريعة:

تفاعل المادة الوسطية مع المتبقي أن وجد من متفاعلات المعادلة الأصلية ونـــوازن المعادلة، وللتحقيق نجمع المعادلات ونختصر المتشابهات من الطرفين فنحصل على المعادلة الأصلية (إذا كان التفاعل بخطوة واحدة فهي البطيئة).

∴ الأسس = عدد مولات المعادلة

مثال:

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل الغازي الآتي:

س = ث × $[NO]^2\ [H_2]$

$$2H_2 + 2NO \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

فاقــترح مســلكاً لهذا التفاعل على فرض تكوين أوكسيد النتروز N_2O كمادة وسطية.

الحل:

مــن القــانون نستنتج الخطوة البطيئة (المحددة للسرعة) تتضمن تفاعل جزئيتين من NO مع جزئية واحدة من H_2.

الخطوة البطيئة (المحددة للسرعة) $H_2 + 2NO \longrightarrow N_2O + H_2O$

وسطي

الخطوة السريعة بالجمع $N_2O + H_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$

المعادلة الأصلية $2H_2 + 2NO \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

مثال:

إذا علمت أن الخطوة البطيئة (المحددة للسرعة) التفاعل الغازي:

$$2HBr + NO_2 \longrightarrow H_2O + NO + Br_2$$

تتضمن تفاعل جزئية واحدة من HBr مع جزيئة واحدة من NO_2 تنبأ مسالك هذا التفاعل على فرض تكوين HONO الوسطي.

الحل:

فـــي حالة وجود ذرة غاز في ناتج الخطوة البطيئة وكذلك السريعة بينما توجد جزيئة نفس الغاز في المعادلة الأصلية فيجب اقتراح معادلة ثالثة:

الخطوة المحددة للسرعة $HBr + NO_2 \longrightarrow HONO + Br$

الوسطي

الخطوة السريعة $HONO + HBr \longrightarrow H_2O + NO + Br$

متبقي وسطي

$Br + Br \longrightarrow Br_2$

المعادلة الأصلية $2HBr + NO_2 \longrightarrow H_2O + NO + Br_2$

مثال:

للتفاعل الغازي $A_2B + BC \longrightarrow 2A + B_2 + C$ وجد أن الخطوة المحـــددة لســـرعة التفاعل تتضمن تفاعل جزيئة من C مع جزيئة من A وأن ســـرعة الـــتفاعل = ١,١٢٥ × ١٠ ^٦ مولاري. ثا^-١ في اللحظة التي يكون فيها [A] = ٠,١٥ مـــولاري و [B_2] = ٠,٣٥ مولاري و [C] = ٠,١٢٥ مولاري.

احسب سرعة التفاعل بعد استهلاك ٠,٠٥ مول/لتر من A.

الحل:

القانون: س = ث × [C] [A]^٢ ولم تظهر المادة B_2 في قانون السرعة لأنها لم تذكر في الخطوة المحددة.

∴ أس [B_2] = صفر

١,١٢٥ × ١٠^-٦ = ث × (٠,١٢٥) (٠,١٥)^٢

∴ ث = ٤ × ١٠^-٤ لتر^٢. مول^-٢. ثا^-١

[A] المستهلك = ٠,٠٥ مولاري.

∴ [C] المستهلك = ٠,٠٥/٢ = ٠,٠٢٥ مولاري.

∴ [A] الجديـــــد = ٠,١٥ ‎ ٠,٠٥ = ٠,١ M و [C] ٠,١٢٥ ‎ ٠,٠٢٥ = ٠,١ M (نعوض)

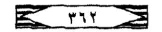
س = ث × [C] [A]^٢= ٤×١٠^-٤ (٠,١)(٠,١)^٢ = ٤×١٠^-٧ مول.لتر^-١. ثا^-١

مثال:

للـــتفاعل الغازي الآتي: $2NOBr \longrightarrow 2NO + Br_2$ وجد أن مضاعفة تركيز NO بثبوت تركيز Br_2 يضاعف سرعة التفاعل فإذا علمت أن التفاعل من المرتبة الثانية.

أجب عما يأتي:

١- اكتب قانون سرعة التفاعل.



٢- هل يتم هذا التفاعل بخطوة واحدة أم على خطوات.

الحل:

مضاعفات السرعة = مضاعفات تركيز (NO) ^ق^

٢ = ٢^ق^ ⇐ ∴ ق=١

ق + ل = ٢ ∴ ل = ١

∴ القانون: س = ث × $[Br_2]$ [NO]

∴ أسس التركيز في قانون لا تساوي تماماً عدد الجزيئات في المعادلة.

∴ التفاعل يتم على خطوات.

مثال:

في التفاعل التالي وجد أن قانون سرعة التفاعل $2ONF \longrightarrow 2NO + F_2$ هو س = ك × [NO] $[F_2]$ تكهــن مسالك التفاعل وعين الخطوة المحددة للسرعة، موضحاً كيف تتغير سرعة التفاعل عند خفض حجم إناء التفاعل إلى النصف.

الحل:

الخطوة المحددة للسرعة $NO + F_2 \longrightarrow ONF + F$

الخطوة السريعة $F + NO \longrightarrow ONF$

بالجمع $2NO + F_2 \longrightarrow 2ONF$

إن خفض حجم الإناء إلى النصف سيضاعف تركيزي NO و F_2

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز NO) × (مضاعفات F_2) = ٢×٢= ٤

∴تزداد السرعة ٤ مرات.

نظريات سرع التفاعل:

أولاً: نظرية التصادم:

وهي أكثر شيوعاً في الغازات وتفترض ما يأتي:

١- إن التفاعل يحصل نتيجة لتصادم جزيئات المواد المتفاعلة مع بعضها وتعتمد سرعة التفاعل على معدل الاصطدامات الجزيئية هذه.

٢- ليس بالضرورة أن تقود جميع الاصطدامات إلى تفاعل فهناك اصطدامات قد لا يحصل تفاعل أثناء حصولها، تدعى بالاصطدامات غير المنتجة وأخرى يحصل تفاعل أثناء حصولها فتدعى بالاصطدامات المنتجة.

٣- الاصطدامات المنتجة: وهي الاصطدامات التي تؤدي لحصول تفاعل والتي تتطلب شرطين هما:

أ- أن يكون للجزيئات المتصادمة طاقة حركية عالية تساوي أو تفوق الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل والتي تدعى طاقة التنشيط.

ب- أن يكون للجزيئات المتصادمة وضعاً فضائياً مناسباً لحدوث التفاعل وتوليد نواتجه.

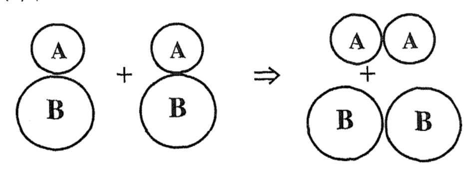
٤- الاصطدامات غير المنتجة: وهي الاصطدامات التي لا تؤدي لحصول تفاعل والتي لا تعطي ناتجاً إما لأن الجزيئات لا تمتلك طاقة تساوي أو تفوق طاقة التنشيط أو أنها لا تمتلك وضعاً فضائياً مناسباً أو لكلا السببين معاً.

طاقة التنشيط (حسب نظرية التصادم):

وهي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل.

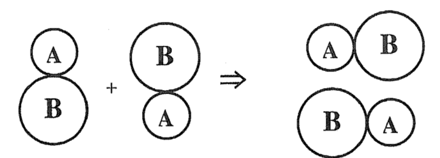
مثال:

تصادم منتج لأن الوضع الفضائي مناسب. صورة رقم (١):



مثال:

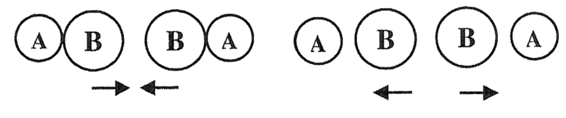
تصادم غير منتج لأنه يؤدي إلى تكوين نفس المواد المتفاعلة لأن الوضع الفضائي غير مناسب. صورة رقم (٢):



مواد متفاعلة **نفس المواد المتفاعلة**

مثال:

تصادم غير منتج حيث تقترب B من B لكن A تبقى بعيدة عن A فلا يحصل تفاعل ولا تتكون A_2 و B_2 لأن الوضع الفضائي غير مناسب. صورة رقم (٣):



اقتراب المواد المتفاعلة **ابتعاد نفس المواد المتفاعلة**

ثانياً: نظرية الحالة الانتقالية:

نفترض ما يلي:

١- أن اقتراب دقائق المواد من بعضها يؤدي إلى ترتيب فضائي مؤقت يدعى بالمعقد المنشط.

٢- المعقد المنشط: هو تكوين غير مستقر بسبب طاقته العالية سرعان ما يتفكك إما إلى المواد المتفاعلة فلا يحدث تفاعل أو إلى المواد الناتجة فيحدث تفاعل.

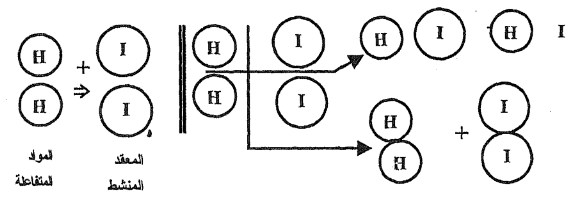
٣- إن طـــريقة التفكك تعتمد على كيفية تكسر الأواصر المؤقتة المتكونة بين ذرات المعقد المنشط كما يتضح فيما يأتي: صورة رقم (٤):

مواد ناتجة $2HI$ ← تفاعل

$H_2 + I_2 \longrightarrow H_2I_2$

مواد متفاعلة ← معقد نشط

مواد متفاعلة $H_2 + I_2$ ← لاتفاعل

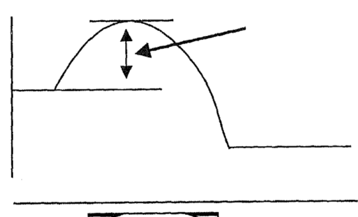


المواد الناتجة نفس المواد المتفاعلة الأصلية

طاقة التنشيط:

حســب نظـرية الحالــة الانتقالية: هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتكويــن المعقــد المنشــط وتمــثل الفرق بين طاقة المعقد المنشط وطاقة المواد المــتفاعلة، كمــا يتضح بالمخطط الذي يوضح مستويات الطاقة للمواد المتفاعلة والمعقد المنشط والمواد الناتجة للتفاعل: صورة رقم (٥):

$$H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$$



ملاحظات في نظريتي سرعة التفاعل:

نجـد فـي كـلا النظريتين أن العلاقة بين طاقة تنشيط التفاعل وسرعة التفاعل علاقة عكسية حيث أن:

١- الـتفاعلات ذوات طاقـة التنشـيط الواطـئة تكون سريعة لأن نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط نسبة كبيرة.

٢- التفاعلات ذوات طاقة التنشيط العالية تكون بطيئة لأن نسبة الجزيئات التـي تمـتلك طاقـة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط هي نسبة صغيرة.

٣- حرارة التفاعل ΔH = الفرق بين طاقة المواد الناتجة طا٢ وطاقة المواد المتفاعلة طا١ أي أن: ΔH = طا٢ طا١ أو $\Delta H = H_2 \quad H1$ فإذا كانت:

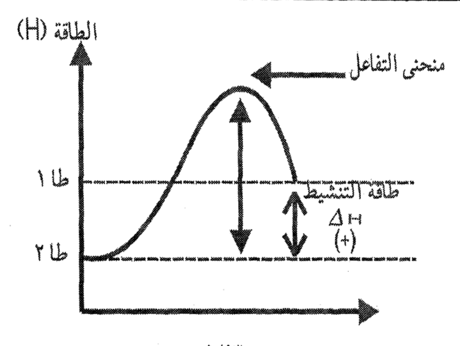
أ- طـا٢ أكـبر مـن طا١ فإن إشارة حرارة التفاعل ΔH ستكون موجبة ويكون التفاعل ماصاً للحرارة.

ب- طـا٢ أصـغر من طا١ فإن إشارة حرارة التفاعل ΔH سيكون سالبة ويكون التفاعل باعثاً للحرارة.

٤- فـي الشكلين المجاورين: نجد أن الفرق بين ارتفاع قمة منحني التفاعل وطاقة المواد المتفاعلة طا١ يمثل طاقة التنشيط التي تفسر:

أ- **بموجـب نظـرية التصادم:** تمثل الحد الأدنى من الطاقة اللازم توفرها للجزيئات كي تتفاعل.

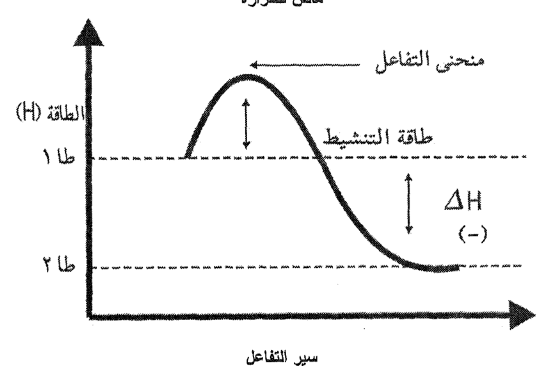
ب- **بموجـب نظرية الحالة الانتقالية:** تمثل الحد الأدنى من الطاقة اللازم توفرها لتكوين معقد منشط. صورة رقم(٦)، وصورة رقم (٧):



سير التفاعل

منحنى التفاعل ومستويات الطاقة لتفاعل

ماص للحرارة



سير التفاعل

منحنى التفاعل ومستويات الطاقة لتفاعل

باعث للحرارة

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:

(إن التفاعلات المختلفة تجري بسرع مختلفة وإن كانت الظروف التي تجري فيها متشابهة)، وتتأثر سرعة التفاعلات بالعوامل التالية:

١- **نوعية المواد المتفاعلة:** تختلف سرع التفاعلات المتشابهة باختلاف نوعية المواد المتفاعلة، فمثلاً تفاعل غازي الهيدروجين والفلور سريع جداً لحد الانفجار بينما تفاعل غاز الهيدروجين مع اليود أقل سرعة وأقل حدة تحت نفس الظروف.

٢- **الهيئة الفيزيائية للمادة:** تحدد سرعة التفاعل فمثلاً احتراق مسحوق المغنيسيوم أشد من احتراق شريطه (ج) لأن المساحة السطحية للمسحوق المعرضة للتفاعل تكون أكبر بكثير مما للشريط.

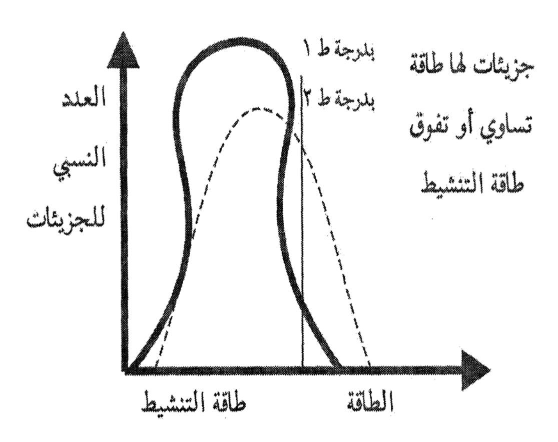
٣- **تركيز المواد المتفاعلة:** تزداد عدد الاصطدامات بين دقائق المواد المتفاعلة بازدياد تراكيز هذه المواد في وحدة الزمن فتزداد سرعة التفاعل.

٤- **درجة الحرارة:** يؤدي رفع درجة الحرارة إلى:

أ- زيادة الطاقة الحركية للجزيئات فيزداد عدد الاصطدامات فيما بينها في وحدة الزمن.

ب- زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تساوي أو تفوق طاقة التنشيط فتزداد سرعة التفاعل وعموماً زيادة عشر درجات حرارية يؤدي إلى مضاعفة سرعة بعض التفاعلات الغازية، ويتضح من المخطط التالي أن في درجة $ط_١$ يكون عدد الجزيئات التي تحمل طاقة حركية مساوية أو تفوق طاقة التنشيط محدوداً، وعند رفع درجة الحرارة إلى $ط_٢$

يــزداد عــدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط، فتزداد سرعة التفاعل. صورة رقم (٨):

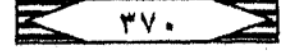


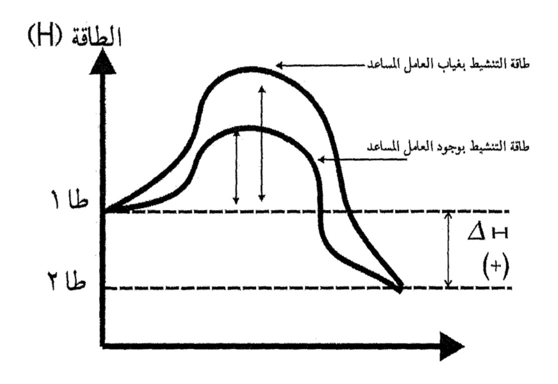
مخطط تأثير درجة الحرارة على الطاقة الحركية للجزيئات

٥- **العامل المساعد (المحفز):** يكون تأثير العامل المساعد كما يلي:

أ- **تأثيره حسب نظرية الحالة الانتقالية:**

- يغــير مســالك الــتفاعل فيعطي معقد منشط جديد يختلف عن المعقد المتكون بغياب العامل المساعد.
- يخفض من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك ما يساوي أو يفــوق طاقــة التنشيط المخفضة، فتزداد سرعة التفاعل. صورة رقم (٩):





مخطط تأثير العامل المساعد في سرعة التفاعل

ب- تأثيره حسب نظرية التصادم:

يخفض من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك ما يساوي أو يفوق طاقة التنشيط المخفضة فتزداد سرعة التفاعل.

ملاحظة:

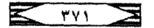
لا تتغير قيمة Δ H عند إضافة عامل مساعد وذلك لأن:

Δ H= ط٢ ط١ وأن العامل المساعد لا يؤثر في ط٢ ولا ط١ وإنما يؤثر في طاقة التنشيط فقط فلا تتغير قيمة Δ H.

التوازن الكيميائي:

التفاعلات غير الانعكاسية (⟵):

وهـــي الـــتفاعلات التي تستمر في اتجاه واحد والتي لا تتوقف إلا إذا تم استهلاك إحدى المادتين المتفاعلتين أو كلتيهما.



مثال:

$$AgNO_{3(ag)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

التفاعلات الانعكاسية ($\rightleftharpoons$):

وهي التفاعلات التي تستمر في اتجاهين والتي عند خلط موادها المتفاعلة تـبدأ سرعة تفاعلها بالتباطؤ تدريجياً إلى أن تصل إلى سرعة ثابتة لا تتغير مع أن المواد المتفاعلة لم تستهلك كلياً.

مثال: أمامي (طردي)

$$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$$

خلفي (عكسي)

ماء خلات الاثيل (استر) كحول الاثيل(إيثانول) حامض الخليك

أنواع التفاعلات من حيث الطور:

المتفاعلات المتجانسة:

وهي التفاعلات التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناتجة من طور واحد، كأن تكون جميعها غازات أو سوائل أو صلبة.

مثال:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

في الطور الغازي، والتفاعل أعلاه في طور سائل.

الطور:

هو الحالة الفيزيائية للمادة صلبة أو سائلة أو غازية (s, l, g).

التفاعلات غير المتجانسة:

وهي التفاعلات التي تكون موادها متعددة الأطوار، مثال:

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

حالة التوازن:

هـــي حالـــة تـــوازن حركي (ديناميكي) أي ليست حالة توازن سكوني (ستاتيكي) التي تظهر بها التفاعلات وكأنها متوقفة لكن الحقيقة أنها مستمرة في كلا الاتجاهين الأمامي والخلفي، بنفس السرعة، حيث تبقى التراكيز ثابتة بدرجة حرارية معينة، والشكل يوضح معدل استهلاك المتفاعلات ومعدل تكوين النواتج للتفاعل:

$$A + B \underset{س_٢}{\overset{س_١}{\rightleftharpoons}} C + D$$

قانون فعل الكتلة:

تتناســـب ســـرعة التفاعلات الكيميائية في اتجاه معين في خليط التوازن طـــردياً مع حاصل ضرب التراكيز الفعالة للمواد المتفاعلة كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في معادلة التفاعل المتوازنة.

$$aA + bB \underset{س_٢}{\overset{س_١}{\rightleftharpoons}} cC$$

س١ α $[A]^a\,[B]^b$

بينما س٢ α $[C]^c\,[D]^d$

ملاحظة:

ســـنفترض فـــي حســـاباتنا المبســـطة أن التراكيز الفعالة تساوي تقريباً المولارية.

اشتقاق علاقة ثابت التوازن:

من قانون فعل الكتلة أعلاه نحصل على:

$$A + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

س١ = ث١ $[A]^a [D]^b$

س٢ = ث٢ $[C]^c [D]^d$

س١ = س٢ عند التوازن

∴ ث١ $[A]^a [B]^b$ = ث٢ $[C]^c [D]^d$

$\frac{ث_1}{ث_2} = \frac{[C][D]^d}{[A]^a[B]^b}$ تراكيز النواتج / تراكيز المتبقي من المتفاعلات

∴ $\frac{ث_1}{ث_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$ = ك أو ك م ويدعى ثابت التوازن.

التعبير عن ثابت التوازن:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

ك م = $\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$

ك ص= $\frac{ص\ C^c \times ص\ D^d}{ص\ A^a \times ص\ B^b}$ ضغوط الغازات الناتجة عند التوازن / ضغوط الغازات المتفاعلة عند التوازن

ك م = ثابت التوازن بدلالة التراكيز ك ص = ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية وللغازات فقط.

كل ١جو = ٧٦٠ملم (تور) الضغط الكلي لخليط غازي = مجموع الضغوط الجزئية للغازات.

ثابت التوازن ك أو ك م:

هو عدد ثابت يمثل صفة مميزة للتفاعل لا تتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة، ويمثل النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل

ضـــرب تراكيز المتبقي من المواد المتفاعلة في خليط التوازن (عند التوازن) كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد المولات في معادلة التفاعل المتوازنة.

اعتماد علاقة ثابت التوازن على طريقة كتابة معادلة التفاعل:

للتفاعل: $A + B \rightleftharpoons 2C$ $\qquad$ $2C \rightleftharpoons A + B$

$$ك_١ = \frac{[C]^٢}{[A]\,[B]} = ٤$$

$$ك_٢ = \frac{[A]\,[B]}{[C]^٢} - \frac{١}{ك^١} = \frac{١}{٤}$$

للتفاعل: $\frac{١}{٢} B + \frac{١}{٢} A \rightleftharpoons C$

$$ك_٣ = \frac{[B]^{١/٢}\,[A]^{١/٢}}{[C]} = \sqrt{ك^٢} = \frac{١}{\sqrt{ك^١}} = \frac{١}{٢}$$

١- عندما نعكس المعادلة تنقلب قيمة ك.

٢- عـــندما نقسم معادلة على ٢ تتجذر قيمة ك تربيعاً بينما عند ضربها × ٢ تتربع.

مثال:

للتفاعل الغازي: $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ وجد أن قيمة ك م = ٤٩ احسب قيمة ك م للتفاعل.

$$HI \rightleftharpoons \frac{١}{٢} H_2 + \frac{١}{٢} I_2$$

الحل:

∴ المعادلة الثانية هي معكوس نصف الأصلية.

$$∴ \text{ك م للثانية} = \frac{١}{\sqrt{\text{ك م للأولى}}} = \sqrt{\frac{١}{٤٩}} = \frac{١}{٧}$$

ملاحظات لحل أسئلة التوازن الكيميائي:

١- نكتب معادلة التفاعل المتوازنة ونكتب الفرضية لمرحلة قبل التفاعل (خليط التفاعل) ولمرحلة عند التوازن (خليط التوازن) بالمولات أو بالمولارية، ولكن لا يجوز تطبيق علاقة ثابت التوازن إلا بالمولارية فقط.

٢- نفرض تغير المولات أو المولارية بالحرف (س) ونكتبه مضروباً × عدد مولات المادة في المعادلة أثناء جمعه أو طرحه في الفرضية ثم نطبق علاقة ك.

إذاً الفرضية بمرحلتين:

H_2	$+ I_2$	$\rightleftharpoons$	$2HI$
٢	٢		صفر
٢-س	٢-س		٢س

$2NH_3$	$\rightleftharpoons$	N_2	$+ 3H_2$
٦		صفر	صفر
٦-٢س		س	٣س

	N_2	$+ 3H_2$	$\rightleftharpoons$	$2NH_3$
قبل التفاعل	١	١		صفر
عند التوازن	١-س	١-٣س		٢س

إذا الفرضية بثلاث مراحل:

CO	$+ 2H_2$	$\rightleftharpoons$	CH_3OH	
٣	٣		١	قبل التفاعل
-س	-٢س		+س	عند التفاعل
٣-س	٣-٢س		١+س	عند التوازن

$$SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$$

قبل التفاعل	صفر	صفر	٣
عند التفاعل	+س	+٢س	-٢س
عند التوازن	س	٢س	٣-٢س

$$3A + 4B \rightleftharpoons 2C + 3D$$

قبل التفاعل	٢	٢	٥	٥
عند التفاعل	+٣س	+٢س	-٤س	-٣س
عند التوازن	٢+٣س	٢+٢س	٥-٤س	٥-٣س

تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات المتجانسة:

مثال:

تفاعل ٦ مول من حامض الخليك مع ٦ مول من كحول الاثيل في محلول حجمه ٢لتر بدرجة حرارة ثابتة وبعد الوصول إلى حالة التوازن وجد أن عدد مولات خلات الاثيل المتكونة ٤مول. احسب ثابت التوازن لهذا التفاعل بنفس الدرجة الحرارية.

الحل:

الطريقة الأولى:

الفرضية بالمولات والتطبيق بالمولارية = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COO_2H_5 + H_2O$$

صفر	صفر	٦	٦	قبل التفاعل
س٤	س٤	٦-س٢	٦-س٢	عند التفاعل

$$ك_م = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]} = \frac{\frac{٤}{٢} \times \frac{٤}{٢}}{\frac{٢}{٢} \times \frac{٢}{٢}}$$

$$= \frac{٢ \times ٢}{١ \times ١} = ٤$$

الطريقة الثانية:

الفرضية بالمولارية والتطبيق بالمولارية أيضاً.

[الحامض] = [الكحول] = $\frac{٦}{٢}$ = ٣ مول لتر قبل التفاعل

[الخلات] = [الماء] = $\frac{٤}{٢}$ = ٢ مول/لتر عند التوازن

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

صفر	صفر	٣	٣	قبل التفاعل
٢س	٢س	٣- ١س	٣- ١س	عند التفاعل

$$ك_م = \frac{٢ \times ٢}{١ \times ١} = ٤$$

مثال:

تفاعل مول واحد من حامض الخليك مع مول واحد من كحول الأثيل في درجة حرارة معينة في محلول حجمه ١ لتر، احسب عدد مولات خلات الأثيل والماء الناتجة عند التوازن إذا علمت أن ثابت التوازن = ٤.

الحل:

الحجم ١ لتر .

∴ عدد المولات المعطاة = المولارية

أو يمكننا استعمال المولارية = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$ = $\frac{١}{١}$ = ١مول لتر.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

صفر　　صفر　　١　　١ قبل التفاعل

س　　س　　١–س　　١–س عند التوازن

ك م = $\frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]}$ ⇌ ٤ = $\frac{\text{س} \times \text{س}}{(\text{١–س})\ (\text{١–س})}$

$\frac{\text{س}^{٢}}{(\text{١–س})^{٢}}$ =٤

نجذر ⇐ ٢ = $\frac{\text{س}}{\text{١–س}}$

س = $\frac{٢}{٣}$ مول خلات أو ماء عند التوازن.

حاصل التفاعل:

هو ناتج قسمة حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في خليط التفاعل (قبل التفاعل) كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد المولات في المعادلة المتوازنة ويستعمل للتعرف على اتجاه سير التفاعل حيث نقارن الحاصل بقيمة ك فإذا:

١- كان حاصل التفاعل أقل من قيمة ك فإن محصلة سير التفاعل تكون باتجاه النواتج أمامي لحين الوصول إلى حالة التوازن (الحاصل = ك).

٢- كان حاصل التفاعل أكبر من قيمة ك فإن محصلة سير التفاعل تكون باتجاه خلفي لحين الوصول إلى حالة التوازن (الحاصل = ك).

٣- كان حاصل التفاعل يساوي قيمة ك فإن التفاعل في حالة توازن (⇌) أي أن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي.

مثال:

تم خلط ٥ مول من حامض الخليك و ٥ مول من كحول الأثيل و ٢ مول من خلات الإثيل و ٢ مول من الماء بدرجة ١٠٠م، احسب عدد مولات مواد هذا الخليط عند الوصول إلى حالة التوازن علماً أن ثابت التوازن لتفاعل الحامض مع الكحول = ٤.

الحل:

عدد المولات للمتفاعلات والنواتج أعطيت معاً قبل التفاعل لذلك نحسب حاصل التفاعل للتعرف على اتجاه سير التفاعل.

الحجـم لم يعطى في السؤال فيمكننا فرضه ح لتر، كما يمكنك التعويض بعدد المولات مباشرة لأن الحجم يختصر من البسط والمقام.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

قبل التفاعل	٥	٥	٢	٢

$$\text{حاصل التفاعل} = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]} = \frac{\frac{٢}{ح} \times \frac{٢}{ح}}{\frac{٥}{ح} \times \frac{٥}{ح}}$$

$$= \frac{٤}{٢٥} = ٠,١٦$$

∴ حاصل التفاعل < ك محصلة سير التفاعل باتجاه النواتج.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

قبل التفاعل	٥	٥	٢	٢
التغير	–س	–س	+س	+س
عند التوازن	٥–س	٥–س	٢+س	٢+س

$$ك = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]} = \frac{\left(\frac{\text{٢ + س}}{\text{ح}}\right)\left(\frac{\text{٢ + س}}{\text{ح}}\right)}{\left(\frac{\text{٥ − س}}{\text{ح}}\right)\left(\frac{\text{٥ − س}}{\text{ح}}\right)}$$

$$= \frac{(\text{٢ + س})^{٢}}{(\text{٥ \ س})^{٢}}$$

$$\text{٢} = \frac{\text{٢ + س}}{\text{٥ − س}}$$

∴ س = ٢/٣ ٢ مول التغير في عدد المولات عند التوازن

نعوض ٢ + ٢/٣ ٢ = ٤ مول ماء أو خلات عند التوازن.

٥ − ٢/٣ ٢ = ١/٣ ٢ مول حامض أو كحول عند التوازن.

مثال:

وضع ٠,٨ مول من AB و ٠,٢ مول من كل من B_2 و A_2 في وعاء حجمه لتر واحد بدرجة حرارة معينة فإذا علمت أن ك م = ٤ للتفاعل:

$2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$ فكم تصبح تراكيز مكونات الخليط عند التوازن.

الحل:

الحجم ١ لتر.

∴عدد المولات المعطاة = المولارية.

أعطيت مولارية النواتج قبل التفاعل لذا نحسب حاصل التفاعل للتعرف على سير اتجاه التفاعل.

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

قبل التفاعل ٠,٨ ٠,٢ ٠,٢

حاصل التفاعل = $\frac{[AB]^2}{[A_2]\,[B_2]}$ = $\frac{(٠,٨)^٢}{٠,٢ \times ٠,٢}$ =١٦

∴ حاصل التفاعل أكبر من ك م سير التفاعل باتجاه المتفاعلات.

الطريقة الأولى:

نبقي المعادلة ونبقي قيمة ك فتكون الفرضية كما يأتي:

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

٠,٨	٠,٢	٠,٢	قبل التفاعل
٠,٨ ٢س	٠,٢ +س	٠,٢ +س	عند التفاعل

حاصل التفاعل = $\frac{[AB]^2}{[A_2]\,[B_2]}$

٤ = $\frac{(٠,٨ \quad ٢س)^٢}{(٠,٢ + س)^٢}$ ← ٢= $\frac{٠,٨ \quad ٢س}{٠,٢ + س}$

∴ س = ٠,١ مول/لتر التغير عند التوازن. (نعوض بالفرضية).

٠,٨ ٢ × ٠,١ = ٠,٦ مول/لتر عند التوازن

٠,٢ + ٠,١ = ٠,٣ مول/لتر عند التوازن

٠,٢ + ٠,١ = ٠,٣ مول/لتر عند التوازن

الطريقة الثانية:

نعكس المعادلة ونقلب قيمة ك م.

مثال:

وعاء حجمه ٢ لتر يحتوي على ٠,٢ مول من غاز N_2O_4 و ٠,٤ مول من غاز NO_2 في حالة التوازن، ما قيمة ثابت التوازن عند درجة حرارة معينة لتفكك N_2O_4.

الحل:

الخليط في حالة التوازن، ∴ الحل مباشر.

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$$

عند التوازن ٠,٢ ٠,٤

$$ك = \frac{[NO_2]^٢}{[N_2O_4]} = \frac{(\frac{٠,٤}{٢})^٢}{(\frac{٠,٢}{٢})} = \frac{(٠,٢)^٢}{٠,١} = \frac{٠,٠٤}{٠,١} = ٠,٤$$

مثال:

خليط من الغازات في حالة توازن كيميائي عند درجة حرارة معينة يحتوي على ثلاثي أوكسيد الكبريت وثنائي أوكسيد الكبريت والأوكسجين بضغوط جزئية (٢، ١، ١) جو على التوالي.

احسب ك ص لكل من التفاعلين الآتيين.

١- $2SO_3 \rightleftharpoons 2\,SO_2 + O_2$

٢- $SO_3 \rightleftharpoons SO_2 + O_2$

الحل:

الأول: $2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$

عند التوازن ٢ ١ ١

$$ص = \frac{ص^٢_{SO_2} \times ص_{O_2}}{ص^٢_{SO_3}} = \frac{١ \times ١^٢}{٢^٢} = \frac{١}{٤}$$

الحل الثاني:

$$2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + 1/2\,O_2$$

عند التوازن ٢ ١ ١

$$ك ص = \frac{ص_{SO_2} \times ص^{\frac{١}{٢}}_{O_2}}{ص_{SO_3}} = \frac{١^{\frac{١}{٢}} \times ١}{٢} = \frac{١}{٢}$$

يمكنـــنا حساب ك ص للثاني باعتبار أن المعادلة الثانية ناتجة من قسمة الأولى على ٢

∴ تتجذر ك ص تربيعياً.

ك ص للثاني = $\sqrt{\frac{١}{٤}}$ = $\frac{١}{٢}$

مثال:

للتفاعل الغازي: $2B + C \rightleftharpoons 2A$ وضعت كمية من المادة A في وعـــاء وكان ضغطها ٣ جو، وعند بلوغ التفاعل حالة التوازن وجد أن الضغط الكلي = ٤ جو، احسب ك ص لهذا التفاعل.

الحل:

$2B + C \rightleftharpoons 2A$ الضغط الكلي = مجموع الضغوط الجزئية

صفر صفر ٣ جو قبل التفاعل ٤ = ص + ٢ص + (٣-٢ص)

ص ٢ص ٣-٢ص عند التوازن ص = ١ جو ضغط غاز C

٢ × ١ = ٢ جو ضغط غاز B.

٣ ٢× ١ = ١ جو ضغط غاز A.

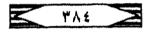
ك ص = $\frac{ص_C \times ص_B^{٢}}{ص_A^{٢}}$ = $\frac{١ \times ٢^{٢}}{١^{٢}}$ = ٤

مثال:

للتفاعل الغازي:

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

سخن ٢,٢٥ مول من H_2 و ١,٣٧٥ مول I_2 لدرجة ٤٥٠م فوجد أن عدد مولات HI المتكونة عند التوازن ٢,٥ مول، ما قيمة ك م لهذا التفاعل؟



ثم احسب ك م للتفاعل:

$$.4HI \rightleftharpoons 2H_2 + 2I_2$$

الحل:

	$2HI$	$\rightleftharpoons$ I_2	+ H_2
قبل التفاعل	صفر	١,٣٧٥	٢,٢٥
عند التوازن	٢س	١,٣٧٥ س	٢,٢٥ س

٢س = ٢,٥

∴ س = ١,٢٥ مول التغير. (نعوض)

٢,٢٥ ١,٢٥ = ١ مول H_2 عند التوازن.

١,٣٧٥ ١,٢٥ = ٠,١٢٥ مول I_2 عند التوازن.

لم يعطى في السؤال فيمكننا فرض ح لتر أو التعويض بدون ح.

$$\text{ك م} = \frac{[HI]}{[H_2]\,[I_2]} = \frac{\left(\frac{٢,٥}{ح}\right)^{٢}}{\left(\frac{٠,١٢٥}{ح}\right)\left(\frac{١}{ح}\right)} = \frac{٦,٢٥}{٠,١٢} = ٥٠$$

بما أن التفاعل الثاني هو مقلوب ضعف الأول.

$$\text{ك م للثاني} = \frac{١}{(\text{ك م})^{٢}\ \text{للأول}} = \frac{١}{(٥٠)^{٢}} = \frac{١}{٢٥٠٠}$$

مثال:

تم خلط ٠,٨٤ مول من PCl_5 و ٠,١٨ من PCl_3 في وعاء حجمه لتر واحد عند درجة حرارة معينة وبعد الوصول إلى حالة التوازن الغازي:

$$Pcl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

وجد أن عدد مولات PCl_5 = ٠,٧٢ مول احسب ك م للتفاعل.

الحل:

الحجم ١ لتر ∴ عدد المولات = المولارية

$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

صفر ٠,١٨ ٠,٨٤ قبل التفاعل

س ٠,١٨ +س ٠,٨٤ س عند التوازن

٠,١٢ ٠,٣٠ ٠,٧٢

٠,٨٤ س = ٠,٧٢

∴ س = ٠,١٢ مول/لتر = $[Cl_2]$ عند التوازن

$[PCl_3]$ = ٠,١٨ + ٠,١٢ = ٠,٣٠ مول/لتر عند التوازن

ك م = $\frac{[PCl_3]\,[Cl_2]}{[PCl_2]}$ = $\frac{٠,١٢ \times ٠,٣}{٠,٧٢}$ =٠,٠٥

مثال:

وضع ٨٠غم من SO_3 في وعاء مغلق حجمه ١ لتر بدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الغازي الآتي: $2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$ حالة التوازن وجد أن الوعاء يحتوي ٣٨,٤ غم SO_2 احسب ثابت توازن تكوين SO_3 علماً أن S = ٣٢ ، O = ١٦

الحل:

ج $_{SO3}$ = ٣ × ١٦ + ٣٢ = ٨٠غم/مول.

ن = $\frac{و}{ج}$ = $\frac{٨٠}{٨٠}$ = ١مول SO_3 عند التوازن.

ج $_{SO2}$ = ٢ × ١٦ + ٣٢ = ٦٤غم/مول.

ن = $\frac{و}{ج}$ = $\frac{٣٨,٤}{٦٤}$ = ٠,٦ مول SO_2 عند التوازن.

الحجم ١ لتر ∴ عدد المولات = المولارية

$$2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$$

صفر صفر ١ قبل التفاعل

س ٢س ١−٢س عند التوازن

٢س = ٠,٦

∴ س = ٠,٣ مول/لتر [O_2].

$[SO_3]$ = ١ ٢ × ٠,٣ = ٠,٤ M.

$$ك_م = \frac{[SO_2]^٢ [O_2]}{[SO_3]^٢} = \frac{٠,٣ \times (٠,٦)^٢}{(٠,٤)^٢} = ٠,٦٧٥$$

∴ معادلة تكوين SO_3 هي معكوس المعادلة الأصلية

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_2$$

$$ك_م = \frac{١}{ك_{م\ للتفكك}} = \frac{١}{٠,٦٧} = ١,٤٨$$ لتكوين SO_3

مثال:

للتفاعل الغازي المفترض $3A + B \rightleftharpoons 2C$ بدرجة حرارة معينة كان: ك م = ٩.

١- هل بإمكان مزيج من ٢ مول من كل من A.B.C أن يكون متوازناً بإناء حجمه لتر واحد.

٢- لو افترضنا أن المزيج أعلاه متوازن ما حجم الإناء؟

الحل:

١- $3A + B \rightleftharpoons 2C$

٢ ٢ ٢ قبل التفاعل

$$حاصل\ التفاعل = \frac{٢^٢}{٢ \times ٢^٢} = \frac{١}{٤}$$

$$ك_م = \frac{[C]^{٢}}{[A]^{٣}[B]}$$

٢- $3A + B \rightleftharpoons 2C$

$\frac{٢}{ح}$ $\frac{٢}{ح}$ $\frac{٢}{ح}$

Θ حاصل التفاعل ≠ ك س م

∴ المزيج غير متوازن.

نفرض حجم الإناء = ح لتر

حاصل التفاعل = ك م

∴ المزيج غير متوازن

$$٩ = \frac{(\frac{٢}{ح})^{٢}}{(\frac{٢}{ح})(\frac{٢}{ح})^{٣}} = \frac{\frac{٤}{ح^{٢}}}{\frac{٢}{ح} \times \frac{٨}{ح^{٣}}}$$

$$٩ = \frac{\frac{٤}{ح^{٢}}}{١٦} \quad \text{نجذر} \leftarrow ٣ = \frac{٤}{ح}$$

∴ ح = ٦ لتر حجم الإناء.

مثال:

وضعت كمية من الأمونيا في وعاء حجمه ٢ لتر وبعد التسخين إلى درجة حرارة معينة والوصول إلى حالة التوازن وجد أن عدد مولات الهيدروجين المتكونة ٠,٦ مول، ما عدد مولات الأمونيا التي وضعت في الوعاء؟ علماً أن ك م =٠,٢٧ للتفاعل الغازي الآتي:

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$$

الحل:

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$$

صفر   صفر   ص مول   قبل التفاعل

٣س   س   ص ٢س مول   عند التوازن

٣س = ٠,٦

∴ س = ٠,٢ مول عند التوازن

∴ عدد مولات N_2 = ٠,٢ مول.

عدد مولات NH_3 = ص   ٢ × ٠,٢ = ص   ٠,٤ مول

$$\text{ك م} = \frac{[N_2]\,[H_2]^{٣}}{[NH_3]^{٢}} \Leftarrow ٠,٢٧ = \frac{\left(\frac{٠,٦}{٢}\right)^{٣} \times \left(\frac{٠,٢}{٢}\right)}{\left(\frac{\text{ص}-٠,٤}{٢}\right)^{٢}}$$

$$٠,٢٧ = \frac{(٠,٣)^{٣} \times ٠,١}{\left(\frac{\text{ص}-٠,٤}{٢}\right)^{٢}} \Leftarrow \left(\frac{\text{ص}\quad ٠,٤}{٢}\right)^{٢} = \frac{٠,٠٠٢٧}{٠,٢٧}$$

$$\therefore \frac{(\text{ص}\quad ٠,٤)^{٢}}{٢} = \frac{١}{١٠٠} \quad \text{نجذر} \Leftarrow \frac{\text{ص}\quad ٠,٤}{٢} = ٠,١$$

∴ ص = ٠,٦ مول أمونيا قبل التفاعل.

العلاقة بين ك م و ك ص:

$$\text{ك م} = \text{ك ص} \times (\text{ر ط})^{-\Delta \text{ن}}$$

ك م = ثابت التوازن بدلالة المولارية، ك ص = ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية للغازات.

ر = ثابت الغاز = ٠,٠٨٢ لتر. جو.مول$^{-١}$. مطلقة$^{-١}$

(ط = $^{\circ}$م + ٢٧٣ = درجة الحرارة المطلقة).

Δ ن التغير في عدد المولات.

Δ ن = ن نواتج   ن متفاعلات (للغازات فقط).

١- تستعمل هذه العلاقة للتفاعلات المتجانسة الغازية وللتفاعلات غير المتجانسة التي تحتوي على غاز.

٢- Δ ن = الفرق بين عدد مولات الغازات الناتجة وعدد مولات الغازات المتفاعلة فإذا كان:

ن نواتج = ن متفاعلات

فإن قيمة:

Δ ن = صفر، وبالتعويض في العلاقة نحصل على:

ك م = ك ص × (ر ط) ^صفر^

ك م = ك ص لأن (ر ط) ^صفر^ =١

٣- لتحويل الضغط الجزئي لغاز إلى المولارية أو بالعكس نستعن بالعلاقة التالية:

المولارية = ص / ر ط   المشتقة من   ح ص = ن ر ط

مثال:

للتفاعل الغازي $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ وبدرجة حرارة معينة وجد أن المتكون من كل من A_2, B_2 في حالة التوازن = ٠,٤ مول. جد عدد مولات AB التي وضعت في الإناء قبل التفاعل علماً أن ك ص للتفاعل:

$2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$ يساوي ٠,٢٥

الحل:

المعادلة الأولى هي معكوس الثانية

∴ ك ص للأولى = ١ / ٠,٢٥ =٤

Δ ن = ن نواتج ن متفاعلات = ٢ ٢ = صفر

∴ ك م = ك ص = ٤

$$2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$$

	B_2	A_2	$2AB$
قبل التفاعل	صفر	صفر	ص
عند التوازن	س	س	ص−٢س
	٠,٤	٠,٤	ص−٢×٠,٤

$$ك\ م = \frac{[A_2]\ [B_2]}{[AB]^٢}$$

$$٤ = \frac{(٠,٤)^٢}{(ص-٠,٨)^٢}$$ نجذر

٢ص ١,٦ = ٠,٤

$$٢ = \frac{٠,٤}{ص\ \ ٠,٨}$$ ⟵ ٢ص ١,٦ = ٠,٤

∴ ٢ص = ٢

ملاحظة:

يمكن فرض الحجم ح لتر ثم يختصر من البسط والمقام.

∴ ص = ١ مولاري أو مول AB قبل التفاعل.

مثال:

للـــتفاعل الغـــازي الآتي $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$ وضع مول واحد من HBr في وعاء حجمه ١ لتر، وفي درجة حرارة معينة وبعد مرور ٢٠ ثانية بلغ الـــتفاعل حالـــة الـــتوازن فوجد أن المتبقي من بروميد الهيدروجين (٠,٢) مول إحسب:

١) سرعة التفاعل بدلالة $[Br_2]$

٢) ك ص

١- $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$

١

↓ ٢٠ ثا

٠,٢

س $[HBr]$= $- \frac{[HBr]_٢ \; [HBr]_١}{\Delta ن}$ = $- \frac{٠,٢ \quad ١}{٢٠}$

=٠,٠٤ مول. لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

$\frac{\text{س } HBr}{\text{عدد مولاتها}} = \frac{\text{س } Br_2}{\text{عدد مولاتها}}$

= $\frac{٠,٠٤}{٢} = \frac{\text{س } Br_2}{١}$

∴ س Br_2 = ٠,٠٢ مول. لتر$^{-١}$. ثا$^{-١}$

٢- $2HBr \rightleftharpoons H_2 + 2Br_2$

صفر صفر ١

س س ١-٢س ⇐ ٠,٢ متبقي

الحجم اللتر ″ عدد المولات = المولارية

١-٢س = ٠,٢ ⇐ ١-٠,٢ = ٢س

∴ س= ٠,٤ مول

ك م = $\frac{[H_2] \; [Br]}{[HBr]^٢}$ = $\frac{٠,٤ \times ٠,٤}{(٠,٢)^٢}$ = ٤

Δ ن = ن نواتج ن متفاعلات = ٢ ٢ = صفر

ك م = ك ص × (ر ط) $^{\Delta ن}$ = ك ص × (ر ط) ^{صفر}

∴ ك م = ك ص = ٤

مثال:

وضع ٠,١ مول من SO_3 في وعاء سعته لتر واحد وسخن إلى ٨٠٠ م وجد عندها أن ٠,٠٥ مول من SO_3 قد تفكك عند بلوغ حالة التوازن:

$2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$ احسب ك ص بنفس الدرجة الحرارية.

الحل:

$$2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$$

صفر صفر ٠,١ قبل التفاعل

س ٢س ٠,١ ٢س عند التوازن

$[SO_3]$ المتفكك = ٢س = ٠,٠٥ مول/لتر

∴ س = ٠,٠٢٥ مول/لتر = التغير = $[O_2]$

$[SO_2]$ = ٢ × ٠,٠٢٥ = ٠,٠٥ مول/لتر عند التوازن

$[SO_3]$ المتبقي = ٠,١ ٢ × ٠,٠٢٥ = ٠,٠٥ مول/لتر عند التوازن

ك م = $\frac{[SO_2]^2 [O_2]}{[SO_3]^2}$ = $\frac{٠,٠٢٥ \times (٠,٠٥)^2}{(٠,٠٥)^2}$ = ٠,٠٢٥

Δ ن = ن نواتج ن متفاعلات = ٣ ٢ = ١

ط = ٨٠٠ + ٢٧٣ = ١٠٧٣ْ مطلقة

ك م = ك ص × (ر ط) $^{-\Delta ن}$

٠,٠٢٥ = ك ص × (٠,٠٨٢ × ١٠٧٣) $^{-١}$

٠,٠٢٥ = ك ص × (٨٧,٩٨٦) $^{-١}$

٠,٠٢٥ = $\frac{ك ص}{٨٧,٩٨٦}$

∴ ك ص = ٠,٠٢٥ × ٨٧,٩٨٦ = ٢,٢

مثال:

في إناء حجمه ٢ لتر سخن ١,٤ مول من كل من الغازات (HBr, H_2,Br_2) إلى درجة حرارة معينة حتى وصل التفاعل حالة التوازن، فإذا علمت أن ثابت توازن تكوين HBr من غازي Br_2, H_2 بدلالة الضغوط الجزئية = ١/٩ فما عدد مولات المواد الناتجة والمتبقية في الإناء عند التوازن.

الحل:

المولارية = عدد المولات / ... = ١,٤ / ٢ = ٠,٧ مولاري.

$$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$$

قبل التفاعل ٠,٧ ٠,٧ ٠,٧

حاصل التفاعل = $\frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]}$ = $\frac{(٠,٧)^2}{٠,٧ \times ٠,٧}$ = ١

قيمة Δ ن = ٢ ٢ = صفر

∴ ك م = ك ص =

Θ حاصل التفاعل > ك م

∴ التفاعل يتجه نحو اليسار

$$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$$

قبل التفاعل ٠,٧ ٠,٧ ٠,٧

عند التوازن ٠,٧ + س ٠,٧ +س ٠,٧ ٢س

ك م = $\frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]}$ ⇐ $\frac{١}{٩}$ = $\frac{(٠,٧ \quad ٢س)^2}{(٠,٧ + س)^2}$ نجذر

$\frac{١}{٣}$ = $\frac{٠,٧ \quad ٢س}{٠,٧ + س}$ ⇐

∴ س = ٠,٢ مول/لتر التغير عند التوازن

[HBr] = ٠,٧ ٢ × ٠,٢ = ٠,٣ مول/لتر

$[H_2]$ = $[Br_2]$ = ٠,٧ + ٠,٢ = ٠,٩ مول/لتر

المولارية = عدد المولات / الحجم باللتر

٠,٣ = ن / ٢ و ٠,٩ = ن / ٢

∴ ن = ٠,٦ مول HBr، ∴ ن = ١,٨ مول H_2, Br_2

مثال:

ثابت التوازن ك ص للتفاعل الغازي $3B \rightleftharpoons 2A$ يساوي ٠,١٢٥ جو عند ٢٧م وأن ضغط الغاز A =٨ جو عند التوازن احسب:

١- ضغط الغاز B.

٢- ك م لهذا التفاعل عند تلك الدرجة الحرارية.

الحل:

$3B \rightleftharpoons 2A$

ص ٨ عند التوازن

ك ص = ص^{٣} B / ص^{٢} A ⇐ ٠,١٢٥ = ص^{٣} / ٨^{٢}

∴ ص^{٣} = ٠,١٢٥ × ٦٤ = ٨ نجذر تكعيباً

ص = ٢ جو ضغط B

Δ ن = ٣ ٢ = ١

ط = ٢٧ + ٢٧٣ = ٣٠٠° مطلقة

ك م = ك ص × (ر ط)^{Δن}

ك م = ٠,١٢٥ (٠,٠٨٢ × ٣٠٠)$^{-١}$

ك م = ٠,١٢٥ × (٢٤,٦)$^{-١}$

ك م = $\frac{٠,١٢٥}{٢٤,٦}$ = ٠,٠٠٥

مثال:

يـــتفاعل غـــاز النيتروجيـــن N_2 مع غاز الهيدروجين H_2 لتكوين غاز الأمونـــيا بدرجـــة ٢٢٧م وقـــد وجـــد أن الضـــغوط الجزئية في حالة التوازن (٠,٧، ٢٠، ٣) جو على التوالي، احسب:

١-ك ص و ك م للتفاعل $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2H_3$

٢-ك م التفاعل $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH3$

٣-ك م للتفاعل $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H2$

٤-ك ص للتفاعل $NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3/2\ H_2$

الحل:

١) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

عند التوازن ٠,٧ ٢٠ ٣

ك ص = $\frac{ص^{٢}\ NH_3}{ص^{٣}\ H_2 \times ص\ N_2}$ = $\frac{٣^{٢}}{٢٠^{٣} \times ٠,٧}$ = ٠,٠٠١٦

Δ ن = ٢ ٤ = -٢

ط = ٢٢٧ + ٢٧٣ = ٥٠٠° مطلقة

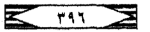
ك م = ك ص (ر ط)$^{Δ ن}$

ك م = ٠,٠٠١٦ (٠,٠٨٢ × ٥٠٠) $^{(-٢)}$ = ٢,٧

٢) ∵ المعادلة الثانية نصف المعادلة الأصلية

∴ ك م = $\sqrt{٢,٧}$

٣) المعادلة الثالثة ناتجة من عكس المعادلة الأصلية



∴ ك م = ١/ ٢,٧

٤) المعادلة الرابعة ناتجة من عكس المعادلة الأصلية وقسمتها على ٢

∴ ك ص = $\frac{١}{\sqrt{٠,٠٠١٦}}$ = $\frac{١}{٠,٠٤}$ = ٢٥

تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات غير المتجانسة:

تكون فعالية المواد الصلبة النقية ثابتة أي أن تراكيزها تكون ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الأخرى، وبذلك فإنها لا تؤثر في علاقة ثابت التوازن ولكون تراكيز المواد الصلبة النقية ثابتة وضغوطها الجزئية ضئيلة جداً لذا تهمل من الحسابات، كما تهمل حتى من حساب Δن وللغازات سنعتبر ضغوطها = الفعالية، أما السوائل النقية والمواد الصلبة النقية نعتبر أن فعاليتها = ١

مثال:

عبر عن ك م و ك ص لكل من التفاعلين الآتيين:

أ- $CaCo_{3\,(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$

ك م = $\frac{[CaO]\,[CO_2]}{[CaCO_3]}$ = $[CO_2]$ = فعالية CO_2

ك ص = $\frac{\text{ص } CO_2 \times \text{ص } C_2O}{\text{ص } CaCO}$ = ص CO_2 فعالية CO_2

ب- $Fe_3O_{4\,(s)} + 4H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 3Fe_{(s)} + 4\,H_2O$

ك م = $\frac{[H_2O]^{٤}}{[H_2]^{٤}}$ $\rightleftharpoons$ بينما ك ص = $\frac{\text{ص}^{٤}\ H_2O}{\text{ص}^{٤}\ H_2}$

مثال:

احسب ك م للتحول الآتي:

$$H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$$

عند ٢٧ْم إذا علمت أن ضغط بخار الماء = ٣,٥ × ١٠ ^{٢} جو.

الحل:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

٣,٥ × ١٠$^{-٢}$ يهمل

ك ص = ص $H_2O_{(g)}$ = ٣,٥ × ١٠$^{-٢}$

Δ ن = ١ صفر = ١

ط = ٢٧ + ٢٧٣ = ٣٠٠ْ مطلقة

ك م = ك ص × (ر ط) $^{-\Delta ن}$

= ٣,٥ ×١٠$^{-٢}$ (٠,٠٨٢ ×٣٠٠)$^{-١}$ = ٣,٥ ×١٠$^{-٢}$ × ٢٤,٦$^{-١}$

= $\frac{٣,٥ \times ١٠^{-٢}}{٢٤,٦}$ = ١,٤٢ ×١٠$^{-٣}$

مثال:

في درجة حرارة معينة وضع ٣,٦ مول من بخار الماء مع الحديد الساخن في إناء التفاعل وعند وصول التفاعل حالة التوازن، وجد أن عدد مولات H_2 المتكون = ٢,٤ احسب ك ص للتفاعل بنفس درجة الحرارة.

$$3Fe_{(s)} + 4\,H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_4{}_{(s)} + 4H_2{}_{(g)}$$

الحل:

$$3Fe_{(s)} + 4\,H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_4{}_{(s)} + 4H_2{}_{(g)}$$

قبل التفاعل	٣,٦	صفر
عند التوازن	٣,٦ – ٤ س	٤س
	٣,٦ ٢,٤ = ١,٢	٢,٤

$$\text{ك م} = \frac{[H_2]^{4}}{[H_2O]^{4}} = \frac{\left(\frac{٢,٤}{ح}\right)^{4}}{\left(\frac{١,٢}{ح}\right)^{4}} = ٢^{4} = ١٦$$

Δ ن = ٤ ٤ = صفر

ك م = ك ص × (ر ط) $^{-\Delta ن}$

١٦ = ك ص × (ر ط) ^{صفر}

∴ ك ص = ١٦

قاعدة لي شاتلية:

تنص هذه القاعدة على إنه: "إذا كانت مجموعة مواد في حالة توازن فالتغير الذي يحصل على واحد من العوامل التي يعتمد عليها التوازن سيؤدي إلى تغير في اتجاه التوازن بطريقة ما بحيث يسبب تقليل أو إزالة هذا التغير والعودة للتوازن".

العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي:

١- **تأثير تغير التراكيز في التوازن الكيميائي:** حيث تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك.

أ- إن زيادة تراكيز مادة في طرف معادلة سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل (تزداد سرعته) نحو الطرف الآخر لغرض استهلاك جزء من الزيادة لإزالة أو تقليل تأثيرها والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية، ولا تتغير قيمة ك.

ب- إن نقصان تراكيز مادة من طرف معادلة سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل (تزداد سرعته) نحو نفس الطرف لغرض تعويض جزء من النقصان لتقليل أو إزالة تأثيره والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

مثال:

وضح تأثير تغير التراكيز في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل:

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

(/) (/) (/) (/)

الجواب:

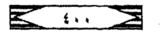
يحدث خلال حالة التوازن حيث أن:

- زيادة تركيز الحامض أو الكحول سيرجح التفاعل الأمامي (يزيد سرعته) للتصريف والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصان تركيز الحامض أو الكحول سيرجح التفاعل الخلفي (يزيد سرعته) للتعويض والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- زيادة تركيز الخلات أو الماء سيرجح التفاعل الخلفي (يزيد سرعته) للتصريف والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصان تركيز الخلات أو الماء سيرجح التفاعل الأمامي (يزيد سرعته) للتعويض والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.

٢- **تأثير تغير الضغط في التوازن الكيميائي:** للغازات فقط في إناء مغلق:

أ- إذا كان عدد مولات الغازات الناتجة ≠ عدد مولات الغازات المتفاعلة: أي أن (Δ ن ≠ صـــفر) فإن بتغير الضغط تكون الخلاصة (تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك).

١- إن زيادة الضغط سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل نحو الحجوم أو عدد مولات أقل لتقليل أو إزالة تأثير الضغط والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.



٢- إن نقصان الضغط سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل نحو الحجوم أو عدد مولات أكبر لتقليل أو إزالة تأثير نقصان الضغط والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

مثال:

بيـــن تأثـــير تغـــير الضغط في حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن (ك) للتفاعل الغازي: (Δ ن $\neq$ صفر)

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

أو قد يكون منطوق المثال:

عـــند زيادة الضغط على خليط غازي متوازن Δ ن له = -٢ يؤدي إلى ترجيح التفاعل ....

الجواب:

أ- يحدث إخلال في حالة التوازن لهذا التفاعل عند تغير الضغط حيث أن:

- زيـــادة الضـــغط سيرجح التفاعل الأمامي نحو الحجوم الأقل لتقليل أو إزالـــة تأثـــير الـــزيادة ثم العودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصـــان الضغط سيرجح التفاعل الخلفي نحو الحجوم الأكبر لتقليل أو إزالـــة تأثـــير النقصـــان ثـــم العـــودة حســـب قـــاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.

ب- إذا كـــان عدد مولات الغازات الناتجة = عدد مولات الغازات المتفاعلة فإن بتغير الضغط (لا تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك).

إن تغـــير الضغط المسلط (زيادة أو نقصان) سيكون تأثيره متساوياً على جانبي التفاعل وبذلك فإن موقع التوازن لا يتغير لذلك، أي لا تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك.

مثال:

بين تأثير تغير الضغط في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل الغازي

$H2 + CL2 \quad 2HCL$ (Δن= صفر)

الجواب:

لا يحدث إخلال في حالة التوازن لأن تأثير تغير الضغط سيكون متساوياً علـــى جانبي التفاعل فلا يتغير موقع التوازن ولا تتأثر حالة التوازن ولا قيمة ك بسبب تساوي حجوم النواتج مع المتفاعلات.

سؤال:

ما تأثير زيادة كل من الضغط وتركيز O_2 على التفاعل الغازي:

$$4HCl + O2 \rightleftharpoons 2H2O + 2Cl$$

انتخـــب الجواب الأنسب: إذا كان ن نواتج = ن متفاعلات **فإن حالة التوازن لا تتأثر عند تغيير (التراكيز، الضغط، الحرارة، ليس له علاقة).**

ملاحظة:

إن Δ H = طاقة النواتج طاقة المتفاعلات فإذا كانت موجبة فالتفاعل ماص للحرارة وإذا كانت سالبة فالتفاعل باعث للحرارة، ونظراً لأن قيمة Δ H تخـــص التفاعل الأمامي دائماً من اليسار وإلى اليمين فإذا كانت موجبة فالتفاعل الأمامي ماص والتفاعل الخلفي باعث وإذا سالبة فالتفاعل الأمامي باعث للحرارة والتفاعل الخلفي ماص للحرارة وبالعكس.

تأثير تغير درجة الحرارة في التوازن الكيميائي:

يحدث إخلال في حالة التوازن: تأثير حالة التوازن كما تتأثر قيمة ك:

أ- إن التسخين يرجح التفاعل الماص للحرارة لامتصاص زيادة الحرارة والعودة إلى حالة توازن جديدة حسب قاعدة لي شاتلية وتغيير ك.

ب- إن التــبريد يرجح التفاعل الباعث للحرارة لتعويض نقصان الحرارة والعودة إلى حالة توازن جديدة حسب قاعدة لي شاتلية وتغيير قيمة ك أيضاً.

ملاحظة:

لا نلاحــظ أي تغــير في الحرارة للتفاعلات التي تكون في حالة توازن وذلك لأن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي لذا فالحرارة المنبعثة في أحدهما = الحرارة الممتصة في الآخر.

تــتأثر سرعة التفاعل الأمامي والتفاعل الخلفي عند تغير درجة الحرارة تأثــراً مختلفاً عند الوصول إلى حالة توازن جديدة، فعند ترجيح التفاعل الأمامي بتغير درجة الحرارة ستكبر قيمة ك بسبب زيادة تراكيز النواتج ونقصان تراكيز المتفاعلات وبالعكس، فعند تراجع التفاعل الخلفي بتغير درجة الحرارة ستصغر قيمة ك بسبب نقصان تراكيز النواتج وزيادة تراكيز المتفاعلات.

نواتج $\rightleftharpoons$ متفاعلات   ك = [النواتج] / [المتفاعلات]

مثال:

وضح تأثير تغير درجة الحرارة في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل:

ΔH = -٩١,٥ كيلو جول

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

الحل:

Θ ΔH تخص التفاعل الأمامي دائماً، وهي سالبة.

∴ التفاعل الأمامي باعث للحرارة والتفاعل الخلفي ماص للحرارة.

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ فالتسخين سيرجح التفاعل الخلفي الماص لتصريف زيادة الحرارة وستصغر قيمة ك حسب قاعدة لي شاتلية، والتبريد سيرجح التفاعل الأمامي الباعث لتعويض نقصان الحرارة وستكبر قيمة ك حسب لي شاتلية.

مثال:

ما تأثير تغير درجة الحرارة في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل.

الماص للحرارة $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

قهوائي   أصفر

Θ التفاعل ماص للحرارة فالمقصود التفاعل الأمامي (لأن المعلومة تعطى للأمامي دائماً).

التفاعل الأمامي ماص والتفاعل الخلفي باعث $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

قهوائي   أصفر

فالتسخين سيرجح التفاعل الأمامي الماص لامتصاص الحرارة الزائدة حسب قاعدة لي شاتلية وستكبر قيمة ك (ويزداد اللون القهوائي).

أما التبريد فسيرجح التفاعل الخلفي الباعث لتعويض الحرارة المفقودة حسب قاعدة لي شاتلية وستصغر قيمة ك (ويزداد اللون الأصفر).

العوامل المساعدة وحالة التوازن:

العوامل المساعدة لا تؤثر في حالة التوازن ولا في قيمة ك لكنها تؤثر في سرعة التفاعل فقط حيث يصل التفاعل إلى التوازن بصورة أسرع.

العوامل	تأثيره في حالة التوازن	تأثيره في قيمة ك
تغير التراكيز	يؤثر	لا يؤثر
تغير الضغط	يؤثر: إذا كان ن نواتج ≠ ن متفاعلات أي عندما تكون Δ ن ≠ صفر. ولا يؤثر إذا كان ن نواتج = ن متفاعلات أي عندما تكون Δ ن = صفر.	لا يؤثر
تغير درجة الحرارة	يؤثر	يؤثر
العوامل المساعدة	لا تؤثر	لا يؤثر

مثال:

للـــتفاعل الغازي ΔH = −١٨٩ كيلو جول $2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$ وضح تأثير كل من العوامل الآتية على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن:

١- زيادة $[O_2]$.

٢- رفع درجة الحرارة.

٣- خفض الضغط المسلط.

٤- إضافة عامل مساعد.

٥- إضافة غاز نبيل

الحل:

١- يختل التوازن ويرجح التفاعل الأمامي للتصريف والعودة إلى حالة التوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

٢- يختل التوازن ويرجح التفاعل الخلفي الماص لتصريف زيادة الحرارة والعودة إلى حالة توازن جديدة وحسب قاعدة لي- شاتلية وستقل قيمة ك.

٣- يختل التوازن وسيرجح التفاعل الخلفي نحو الحجوم الأكبر لإزالة أو تقليل خفض الضغط والعودة إلى حالة التوازن حسب قاعدة لي- شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

٤- لا يؤثر في حالة التوازن، ولا يؤثر في قيمة ك لكنه يؤثر في سرعة التفاعل فقط فهو يؤثر في سرعة التفاعل الأمامي بنفس نسبته، وتأثيره في سرعة التفاعل الخلفي أيضاً فيصل التفاعل إلى التوازن بصورة أسرع.

٥- لا يؤثر في حالة التوازن ولا قيمة ك فهو لا يتفاعل.

مثال:

عند ١٢٧°م ك م = ٥ × ١٠ ^{٩} للتفاعل الغازي الآتي:

$COCl_2 \rightleftharpoons CO + Cl_2$ الباعث للحرارة:

١- احسب ك ص عند نفس الدرجة للتفاعل: $COCl_2 \rightleftharpoons CO + Cl_2$

٢- مـــا تأثـــير التسخين على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن للتفاعل الأخير.

الحل:

للتفاعل الأول: Δ ن = ١ ٢ = -١

ط = ١٢٧ + ٢٧٣ = ٤٠٠° مطلقة

ك م = ك ص × (ر ط)^Δن^

٥ × ١٠^٩^ = ك ص (٠,٠٨٢ × ٤٠٠)^(-١)^

٥ × ١٠^٩^ = ك ص × ٣٢,٨

ك ص = $\frac{\text{٥} \times \text{٢٠}^{\text{٩}}}{\text{٣٢,٨}}$

∵ التفاعل الثاني معكوس الأول.

∴ ك ص للثاني = $\frac{\text{٣٢,٨}}{\text{٥} \times \text{١٠}^{\text{٩}}}$ = ٦,٥٦ × ١٠^٩^

مثال:

وضـــع ٣,٥ مول من A في وعاء مغلق حجمه لتر واحد فإذا علمت أن قـيمة ثابت التوازن ك للتوازن الغازي الآتي $2A \rightleftharpoons B + C$ بدرجة حرارة معينة = ٠,٠٤ احسب:

أ- تراكيز مكونات الخليط عند استتباب حالة التوازن.

ب- تراكيز مكونات الخليط بعد سحب ٠,٥ مول من المادة A من خليط التوازن.

جـ- تراكيز مكونات الخليط بعد إضافة ٠,٥ مول من المادة A إلى إناء التوازن الأول.

الحل:

أ- $2A \rightleftharpoons B + C$

C	B	2A	
صفر	صفر	٣,٥	قبل التفاعل
س	س	٣,٥-٢س	عند التوازن

ك = $\frac{[B]\,[C]}{[A]^2}$ ⇐ ٠,٠٤ = $\frac{\text{س}^2}{(\text{٣,٥ ٢س})^2}$

٠,٢ = $\frac{\text{س}}{\text{٣,٥ ٢س}}$

∴ س = ٠,٥ مول/لتر التغير بالتركيز عند التوازن.

∴ [A] = ٣,٥ ٢ × ٠,٥ = ٢,٥ مول /لتر.

[B] = [C] = ٠,٥ مول/لتر عند التوازن

ب- سحب A:

C	+	B	⇌	2A	
٠,٥		٠,٥		٢,٥	عند التوازن الأول
				-٠,٥	سحب
٠,٥- س		٠,٥- س		٢+٢س	عند التوازن الثاني

٠,٠٤ = $\frac{(\text{٠,٥ س})^2}{(\text{٢ + ٢س})^2}$

∴ س= ٠,٠٧ مول/لتر التغير عند التوازن الثاني.

∴ [A] = ٢ + ٢ × ٠,٠٧ = ٢,١٤ مول/لتر.

[B] = [C] = ٠,٥ ٠,٠٧ = ٠,٤٣ مول/لتر.

ج- إضافة A

	2A	⇌ B	+ C
عند التوازن الأول	٢,٥	٠,٥	٠,٥
إضافة	+٠,٥		
عند التوازن الثالث	٣-٢س	٠,٥+س	٠,٥+س

$$٠,٠٤ = \frac{(٠,٥ \quad س)^٢}{(٢ + ٢س)^٢}$$

∴ س = ٠,٠٧ مول/لتر التغير عند التوازن الثالث.

مثال:

وضع ٣ مول من كل من A و B في إناء التفاعل وبدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل 2C ⇌ A + B حالة التوازن وجد أن الإناء يحتوي ٤,٨ مول من C جد:

١- ثابت التوازن.

٢- عدد مولات C التي تضاف إلى خليط التوازن للحصول على ٠,٩ مول من كل من A و B.

	A	+ B	⇌ 2C
قبل التفاعل	٣	٣	صفر
عند التوازن	٣-س	٣-س	٢س

٠,٨ ∴ س= ٢,٤ مول التغير.

٤,٩ ٣-٢,٤ = ٠,٦ مول A و B.

$$ك_م = \frac{[C]^٢}{[A][B]} = \frac{(\frac{٤,٨}{ح})^٢}{(\frac{٠,٦}{ح})^٢} = ٦٤$$



$$A + B \rightleftharpoons 2C$$

	A	B	2C
مول عند التوازن الأول	٠,٦	٠,٦	٤,٨
الإضافة	+س	+س	+ص
التغيير	+س	+س	-٢س
مول عند التوازن الثاني	٠,٩	٠,٩	

٠,٦ + س = ٠,٩

∴ س = ٠,٣ مول التغير عند التوازن الثاني

$$٦٤ = \frac{\left(\frac{٤,٢ + ص}{ح}\right)^٢}{\left(\frac{٠,٩}{ح}\right)^٢} \Leftarrow ٨ = \frac{٤,٢ + ص}{٠,٩}$$

⇐ ٤,٢ + ص = ٧,٢

ص = ٣ مول من المادة ٢ يجب أن يضاف إلى خليط التوازن.

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي $H_2 + H_2 \rightleftharpoons 2HBr$ كان عدد مولات المواد HBr, H_2, Br_2 هي (٠,٣، ٠,٣، ٠,٩) مول على التوالي في وعاء حجمه ١ لتر في حالة التوازن، كم نسحب من Br ليصبح $[H_2]$ عند التوازن بعد السحب ٠,٢٨ مول/لتر.

الحل:

	2HBr	⇌	H_2	$+ Br_2$
عند التوازن	٠,٩		٠,٣	٠,٣

$$ك_م = \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]} = \frac{٠,٣ \times ٠,٣}{(٠,٩)^٢} = \frac{١}{٩}$$

	$2HBr$	$\rightleftharpoons$ H_2	$+ Br_2$	
عند التوازن	٠,٩	٠,٣	٠,٣	٠,٣ - س = ٠,٢٨
السحب	- ص			∴ س = ٠,٠٢
التغير س = ٠,٠٢	+٢س	-س	-س	
عند التوازن الثاني	٠,٩٤- ص	٠,٢٨	٠,٢٨	

$$ك_م = \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]} \Leftarrow \frac{١}{٩} = \frac{(٠,٢٨)^٢}{(٠,٩٤ \quad ص)^٢}$$

نجذر فنحصل ص = ٠,١ مول يجب أن نسحب من HBr.

مثال:

وعاء التوازن الغازي الآتي $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ حجمه ٤ لتر ويحتوي ١ مول من كل من CO_2 و H_2 و ٢مول من CO و H_2O بدرجة حرارة معينة.

أ- احسب تراكيز مكونات الخليط الغازي بعد إضافة ٠,٢مول من كل من CO_2 و H_2 إلى النظام المتوازن.

ب- إذا أزلنا عدداً متساوياً من المولات من CO_2 و H_2 وأصبح عدد مولات CO ١,٦ مول في وعاء التوازن فاحسب عدد مولات H_2 و CO_2 المزالة من وعاء التوازن الأول.

الحل:

	CO_2	$+ H_2$	$\rightleftharpoons CO$	$+ H_2O$
عند التوازن	١	١	٢	٢

ك م = $\frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$ = $\frac{\frac{٢}{٤} \times \frac{٢}{٤}}{\frac{١}{٤} \times \frac{١}{٤}}$ = ٤

$$CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$$

٢	٢	١	١	عند التوازن الأول
		+٠,٢	+٠,٢	الإضافة
٢+س	٢+س	١,٢–س	١,٢–س	عند التوازن الثاني

٤ = $\frac{(\frac{٢ + س}{٤})(\frac{٢ + س}{٤})}{(\frac{١,٢ \quad س}{٤})(\frac{١,٢ \quad س}{٤})}$

بالتجذير س = ٠,١٣ مول التغير عند التوازن الثاني (نعوض)

٢ + ٠,١٣ = ٢,١٣ مول CO_2H_2O عند التوازن الثاني

١,٢ ٠,١٣ = ١,٠٧ مول CO_2, H_2 عند التوازن الثاني

المولارية = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

$[CO] = [H_2O] =$ $\frac{٢,١٣}{٤}$ = ٠,٥٣ مول/لتر

$[CO_2] = [H_2] =$ $\frac{١,٠٧}{٤}$ = ٠,٢٦٧ مول/لتر عند التوازن الثاني

٢) $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$

٢	٢	١	١	عند التوازن الأول
		–ص	–ص	إزالة التغير ٢– س = ١,٦
–س	–س	+س	+س	∴ س = ٠,٤ نعوض
١,٦	١,٦	١,٤–ص	١,٤–ص	عند التوازن الثالث

$$٤ = \frac{(\frac{١,٦}{٤})(\frac{١,٦}{٤})}{(\frac{١,٤ - ص}{٤})(\frac{١,٤ - ص}{٤})} \Leftarrow \text{نجذر}$$

$$٢ = \frac{١,٦}{١,٤ - ص}$$

ص = ٠,٦ مول يجب أن نزيل.

ملاحظة:

يمكننا إعادة الحل بحساب المولارية من البداية وفي كل الخطوات.

مثال:

للتفاعل الغازي $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ وجد أن خليط التوازن يتكون من ٠,٤ مـول AB و ٠,٢ مـول من كل من A_2 و B_2 جد عدد مولات AB في خليط التوازن بعد سحب ٠,١ مول كل من A_2 و B_2 و AB.

الحل:

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

	A_2	B_2	$2AB$
عند التوازن	٠,٢	٠,٢	٠,٤

$$\text{ك م} = \frac{[AB]^٢}{[A_2][B]^٢} = \frac{(\frac{٠,٤}{ح})}{(\frac{٠,٢}{ح})(\frac{٠,٢}{ح})} = ٤$$

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

	A_2	B_2	$2AB$
عند التوازن الأول	٠,٢	٠,٢	٠,٤
السحب	٠,١-	٠,١-	٠,١-
بعد السحب (يختل التوازن)	٠,١	٠,١	٠,٣

حاصل التفاعل = $\frac{(٠,٣)^٢}{٠,١ \times ٠,١}$ = ٩ > ك ∴ التفاعل خلفي

$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$

٠,٣	٠,١	٠,١	بعد السحب يختل التوازن
−٢س	+س	+س	التغير
٠,٣−٢س	٠,١+س	٠,١+س	عند التوازن الثاني

ك م = $\frac{[AB]^٢}{[A_2]\,[B_2]}$ ⇐ ٤ = $\frac{(٠,٣ \quad ٢س)^٢}{(٠,١ + س)^٢}$ نجذر

٢ = $\frac{٠,٣ \quad ٢س}{٠,١ + س}$

∴ س = ٠,٠٢٥ مول التغير عند التوازن الثاني.

عدد مولات AB = ٠,٣ ٢ × ٠,٠٢٥ = ٠,٢٥ مول.

مثال:

للتفاعل الغازي $B \rightleftharpoons aA$ وجد بدرجة ٢٢٧°م أن ك م = ٤,١ و ك ص = ٠,١ احسب قيمة a.

الحل:

Δ ن = ن نواتج ن متفاعلات = ١ a

ط = ٢٢٧ + ٢٧٣ = ٥٠٠° مطلقة

ك م = ك ص × (ر ط)$^{-\Delta ن}$

٤,١ = ٠,١ × (٠,٠٨٢ × ٥٠٠)$^{(a-1)}$

٤١ = (٤١)$^{-1+a}$

$-١ + a = ١$

∴ a = ٢ عدد مولات A في المعادلة.

المصادر

١- المصادر الأجنبية:

1-Durrant,General a.Inorganic Chemistry, London 1964.

2-Nevill, General a. Inorganic Chemistry, New York 1967.

3-Wood a.Holliday Inorganic Chemistry, London 1976.

4-Atkins, P. W.,etal, Chemistry: Principles and Applications, Longman I., New York, 1998.

5- Hart, H., Organic Chemistry, A Short Course, 8th. Edition., Houghton Mifflin Company, 1991.

6-Ebbing, D.D.,and Wrighton M.S., General Chemistry, 5th. Edition, Houghton Mifflin Company, London, 1996.

7- Olmsted, J. and Williams, G.M., Chemistry, Mosby, 1994.

8-Beady, J.E., General Chemistry; Principles and Structure, 5th. Edition, John Wiley and sons. New York, 1990.

٢-المصادر العربية :

١- صلاح يحياوي وآخرون ، حالات المادة وتحولاتها ، الجزء الثاني،المنظمة العربية للثقافة والعلوم ، تونس، ١٩٨٧م.
٢- إبراهيم الزامل وآخرون ، التفاعلات الكيميائية ، الجزء الثاني ، تونس ، ١٩٨٧م .
٣- عادل جرار وآخرون، الإنسان والكيمياء ، الجزء الخامس ، المنظمة العربية للثقافة والعلوم، تونس ، ١٩٨٨م.
٤- ك.جلادكوف، بنية الذرة ، موسكو ، ١٩٧٣م.
٥- د. محمد جعفر الحسناوي ، الكيمياء التحليلية ، الجزء الأول ، وزارة الثقافة والإعلام ، بغداد، ١٩٩٩م.
٦- الدكتور لهيب التميمي ، مبادئ الكيمياء العامة ، دار العلوم العامة ، جامعة البصرة، ٢٠٠٠م.
٧- الدكتور فائق حسن الآلوسي ، الكيمياء العامة ، وزارة التربية والتعليم ، بغداد ، ١٩٩٨م.
٨- د. زيدون الموسوي ،المدخل إلى علم الكيمياء ، وزارة التعليم العالي والبحث العلمي ، بغداد ، ١٩٩٧م.
٩- منصور موسى ، الكيمياء الفيزيائية والنووية ، دار الثقافة والعلوم والبحوث، جامعة الكوفة ، ١٩٩٣م.
١٠- د. لهيب التميمي، كيمياء الطاقة والذرة ، جامعة البصرة ، ١٩٩٦م.
١١- مرتضى جليل ، العناصر والجدول الدوري ، حلب ، ١٩٩٠م.
١٢- حسنين عبد المعطي، الكيمياء التحليلية والعضوية، القاهرة ، ١٩٩٣م.

الفهرس

الموضوع الصفحة

الفصل الأول

الفصل الثاني

الفصل الثالث

الفصل الرابع

الفصل الخامس

الفصل السادس

الفصل السابع

الفصل الثامن

الفصل التاسع

الفصل العاشر

الفصل الحادي عشر

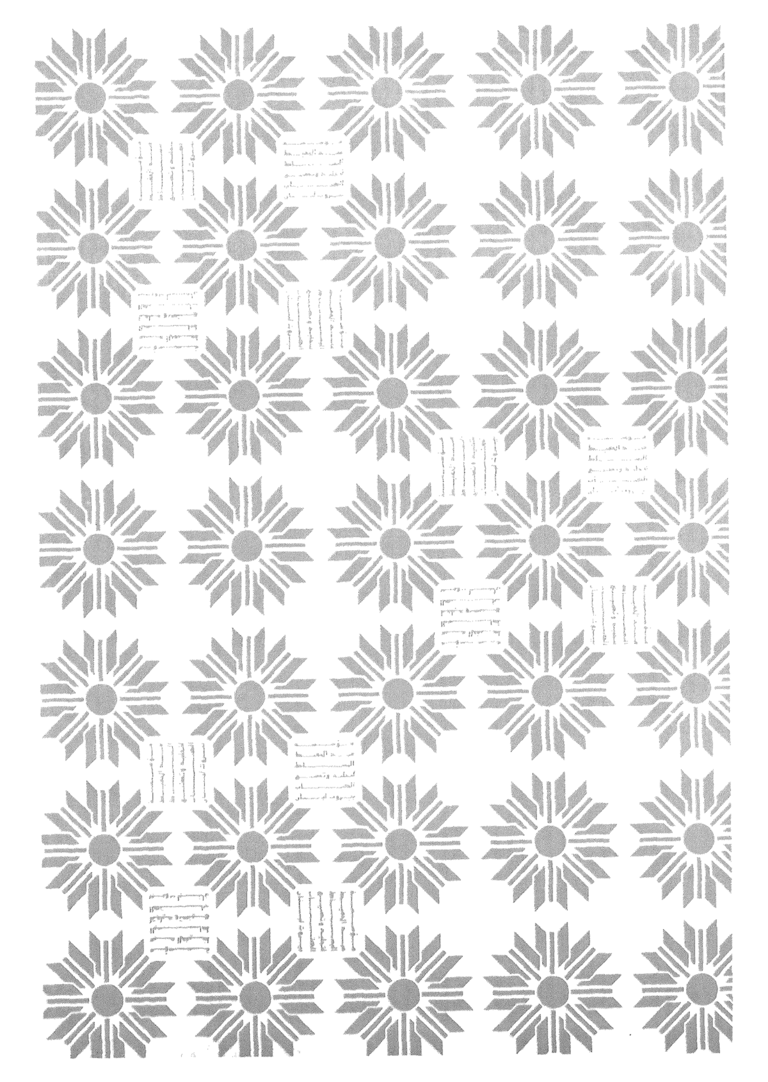
الفصل الثاني عشر

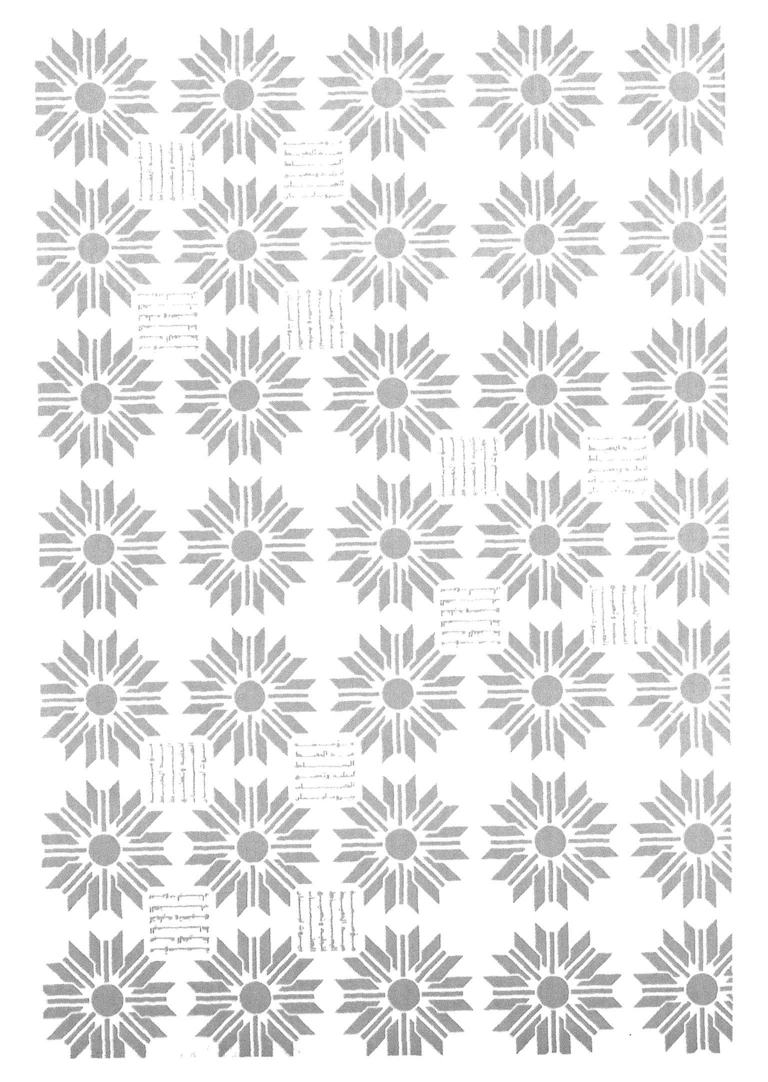
الفصل الثالث عشر

الفصل الرابع عشر

الفصل الخامس عشر

الفصل السادس عشر









الأردن المبيعات: تلفاكس: ٤٦٤٧٤٤٧ - تلفون: ٤٦٢٣٣٠٤
الإدارة: تلفون: ٥٦٥٨٢٥٣ - فاكس: ٥٦٥٨٢٥٤
الأردن - عمّان - ص. ب: ١٤١٧٨١

فلسطين الخليل: شارع عين سارة - تلفاكس: ٠٠٩٧٠/٢٢١٥٧٠٥